2017

مساعد الطالب في . . .

الكيمياء

الصف السادس علمي تطبيقي

إعداد الاستاذ

حسين البوهاني



رحلة التفوق في السادس /

بسم الله الرحمن الرحيم

﴿وقل اعملوا فسيرى الله عملكم ورسوله والمؤمنون﴾

انطلاقا من قول المصطفى (ص): ((زكاة العلم نشرهُ وتعليمهُ))

تضع شبكة مواقع رحلة التفوق في السادس التعليمية التربوية الخيرية بين ايديكم احدى اعمالها من ملازم مرحلة السادس الأعدادي هذه المرحلة الهامة والمصيرية في حياة اعزائنا الطلبة وخاصة المتعففين منهم ولمن يتعذر عليه اقتناء هذه المساعدات المدرسية في محافظاتنا العراقية العزيزة بهدف النهوض وتطوير الواقع التعليمي ولو بالجزء اليسير.

إذ أن شبكتنا لاتقتصر على نشر الملازم المدرسية فقط أنما تقوم بنشر الدروس المرئية المجانية لأكفأ التدريسيين بالأضافة الى مجموعة قنواتنا التدريسية وكذلك الأرشادات والنصائح وطرق الدراسة الصحيحة هذا من جهة. أما من جهة أخرى فهو كسر لشوكة بعض المحسوبين على الكادر التدريسي ممن يرفضون نشر ملازمهم والتعاون مع ابنائهم الطلبة ليأخذوا من المال هدفا أهم ويتناسوا مصلحة الطالب والواقع التعليمي المتدني.

علماً ان كادر الشبكة والقائمين عليها هم مجموعة من الشباب العراقي الواعي المثقف بالأضافة الى تعاون بعض المدرسين الكرام كما واننا غير تابعين لأي جهة كانت رسمية او غير رسمية انما سر تجمعنا وعملنا هو خيري بحت آملين من الله عز وجل ان يوفقنا لتقديم كل ما هو صالح لشعبنا و وطننا الحبيب.

كادر شبكة رحلة التفوق في السادس

٢٠١٥/٨/٢١



مساعد الطالب

في

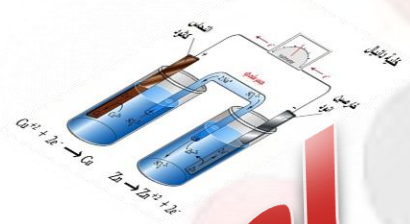
الكيمياء

الجزء الاول

الثرموداينمك

الاتزان الكيميائي

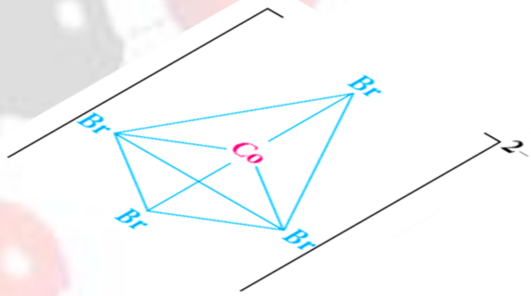
الاتزان الايوني



التطبيقي

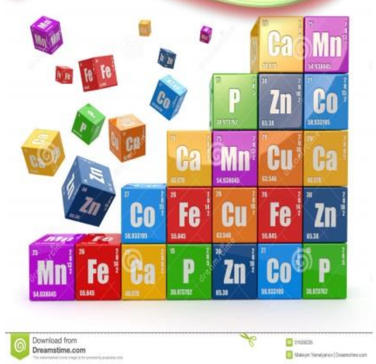
للصف السادس العلمي **2016 - 2017**

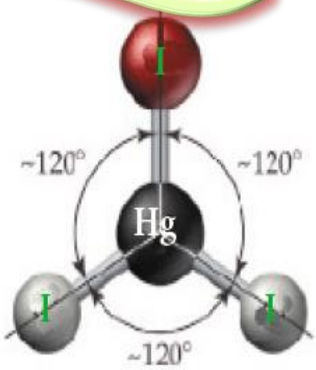
اعداد الاستاذ حسين البوهاني

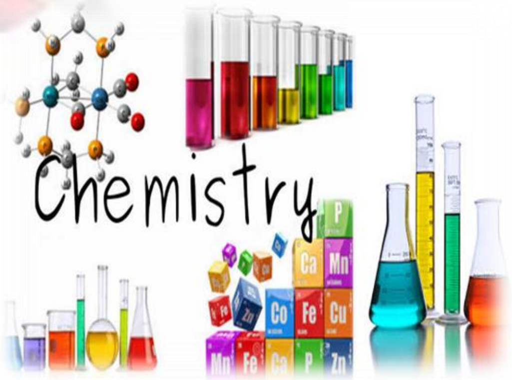


ثانوية الدير للبنين

ثانوية انوار البديع الاهلية







الثرموداينمك : علم يهتم بدراسة الطاقة وتحولاتها ويهدف نحو تحويل اكبر قدر ممكن من الطاقة الحرارية الناتجة من احتراق الوقود الى نوع اخر من الطاقات .

أهمية علم الثرموداينمك :

1- يفسر سبب حدوث التفاعلات الكيميائية .
2- التنبؤ بحدوث التغيرات الكيميائية والفيزيائية عند وجود مادة او اكثر تحت ظروف معينة .
3- يفسر حدوث بعض التفاعلات بشكل تلقائي واخرى لا تحدث بشكل تلقائي تحت نفس الظروف .
4- يفسر سبب حدوث الطاقة المصاحبة للتفاعلات الكيميائية .

نص القانون الأول في علم الثرموداينمك : الطاقة لا تفنى ولا تستحدث من العدم ولكن يمكن تحويلها من شكل إلى اخر .

وحدات الطاقة ودرجة الحرارة :

وحدة قياس الطاقة : تقاس الطاقة بوحدة الجول (Joule) ويرمز له (J) .

وحدة قياس درجة الحرارة : في الثرموداينمك تقاس درجة الحرارة بوحدة الكلفن (K) وتحسب من درجة الحرارة بوحدات السيليزية (C°) باستخدام العلاقة الآتية :

$$T(K) = t(C^{\circ}) + 273$$

بعض المصطلحات الثرموداينميكية :

النظام : هو جزء معين من الكون نهتم بدراسته يتكون من المادة او المواد المشتركة في حدوث تغيرات فيزيائية او كيميائية .

المحيط : كل مايحيط بالنظام ويؤثر عليه من التغيرات الفيزيائية او الكيميائية .

المجموعة : مصطلح يطلق على النظام والمحيط . حيث

المجموعة = النظام + المحيط

انواع الأنظمة :

-1 **النظام المفتوح** : وهو النظام الذي تسمح حدوده بتبادل **مادة النظام و طاقته** مع المحيط .

مثال ذلك / إناء معدني مفتوح يحتوي على ماء مغلي .

-2 **النظام المغلق** : وهو النظام الذي تسمح حدوده بتبادل **الطاقة فقط ولا تسمح بتغيير كمية مادة النظام**.

مثال ذلك / إناء معدني مغلق يحتوي على ماء مغلي .

-3 **النظام المعزول** : وهو النظام الذي لا تسمح حدوده بتبادل **كل من مادة النظام وطاقته مع المحيط** اي ان النظام لا يتأثر بالمحيط .

مثال ذلك / الثرموس .

الحرارة : هي احد اشكال الطاقة الشائعة في الحياة ويرمز لها بالرمز (q) و تنتقل من جسم حرارته أعلى إلى جسم حرارته اقل .

درجة الحرارة : هي مقياس للطاقة الحرارية .

يمكن حساب التغير في درجة الحرارة من العلاقة :

$$\Delta T = T_f - T_i$$

حيث / ΔT : التغير في درجة الحرارة .

T_f : درجة الحرارة النهائية .

T_i : درجة الحرارة الابتدائية .

* تتناسب الحرارة (q) طردياً مع التغير في درجة الحرارة (ΔT) : $q \propto \Delta T$

$$q\,(J) = C\,(J/C^{\circ}) \times \Delta T\,(C^{\circ})$$

حيث / q : كمية الحرارة وتقاس بالجول (J)

C : السعة الحرارية وتقاس (J/C°)

ΔT : التغير في درجة الحرارة وتقاس بالسيليزي (C°)

السعة الحرارية : هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة كتلة مقدارها m (g) من اي مادة درجة سيليزية واحدة .

ترتبط السعة الحرارية (C) بالحرارة النوعية (ς) بالعلاقة الاتية :

$$C\,(J/C^{\circ}) = ς\,(J/g.C^{\circ}) \times m\,(g)$$

حيث / C : السعة الحرارية وتقاس (J / C°)
ς : الحرارة النوعية وتقاس (J / g. C°)
m : الكتلة وتقاس (g)

نعوض عن قيمة السعة الحرارية (C) في معادلة الحرارة (q) فنحصل على العلاقة الاتية :

$$q\,(J) = ς\,(J/g.C^{\circ}) \times m(g) \times \Delta T\,(C^{\circ})$$

الحرارة النوعية (ς) : هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة كتلة مقدارها غرام واحد (1 g) من اي مادة درجة سيليزية واحدة .

تمرين (1 - 1) في الكتاب

تغيرت درجة حرارة قطعة من المغنيسيوم كتلتها 10 g من 25 C° الى 45 C° مع اكتساب حرارة مقدارها 205 J . احسب الحرارة النوعية لقطعة المغنيسيوم .

الجواب

$$\Delta T = T_f - T_i = 45\,C^{\circ} - 25\,C^{\circ} = 20\,C^{\circ}$$

$$q\,(J) = ς\,(J/g.C^{\circ}) \times m\,(g) \times \Delta T\,(C^{\circ})$$

$$ς\,(J/g.C^{\circ}) = \frac{q\,(J)}{m\,(g) \times \Delta T\,(C^{\circ})}$$

$$ς = \frac{205\,(J)}{10\,(g) \times 20\,(C^{\circ})} = \frac{205\,(J)}{200\,(g.C^{\circ})}$$

$$ς = 1.025\,(J/g.C^{\circ}) \approx 1.03\,(J/g.C^{\circ})$$

ملاحظة

في عملية التبريد ($T_f < T_i$) حيث $\Delta T = -$) تكون قيمة q سالبة ($q = -$)
وتكـــون العمليـــة باعثة للحرارة .
اما في عملية التسخين ($T_f > T_i$) حيث $\Delta T = +$) تكون قيمة q موجبة ($q = +$)
وتكـون العمليـة ماصـة للحرارة .

سؤال (1 - 9) في الكتاب

قطعة من الفضة كتلتها 360 g وسعتها الحرارية 86 J / C° احسب حرارتها النوعية .

الجواب

يمكن حساب الحرارة النوعية من المعادلة الآتية :

$$C\ (J/C^\circ) = s\ (J/g.C^\circ) \times m\ (g)$$

$$86\ (J/C^\circ) = s\ (J/g.C^\circ) \times 360\ (g)$$

$$s = \frac{86\ (J/C^\circ)}{360\ (g)} = 0.24\ (J/g.C^\circ)$$

سؤال (1 - 10) في الكتاب

قطعة من النحاس كتلتها 6 g ، سخنت من 21 C° الى 124 C° . احسب كمية الحرارة بوحدات الكيلو جول (KJ) . اذا علمت ان الحرارة النوعية للنحاس (0.39 J / g.C°)

الجواب

$$\Delta T = T_f - T_i = 124\ C^\circ - 21\ C^\circ = 103\ C^\circ$$

نحسب كمية الحرارة q من العلاقة الاتية :

$$q\ (J) = s\ (J/g.C^\circ) \times m\ (g) \times \Delta T\ (C^\circ)$$

$$q = 0.39\ (J/g.C^\circ) \times 6\ (g) \times 103\ (C^\circ)$$

$$q = 241\ (J)$$

$$q = \frac{241}{1000} = 0.241\ (KJ)$$

سؤال (1 - 11) في الكتاب

احسب كمية الحرارة المنبعثة بوحدات (KJ) من 350 g زئبق عند تبريدها من 77 C° الى 12 C° . اذا علمت ان الحرارة النوعية للزئبق (0.14 J / g.C°)

الجواب

$\Delta T = T_f - T_i = 12\,C^\circ - 77\,C^\circ = -65\,C^\circ$

نحسب كمية الحرارة q من العلاقة الاتية :

$q\,(J) = s\,(J/g.C^\circ) \times m\,(g) \times \Delta T\,(C^\circ)$

$q = 0.14\,(J/g.C^\circ) \times 350\,(g) \times (-65)\,(C^\circ)$

$q = -3185\,(J)$

$q = \frac{-3185}{1000} = -3.185\,(KJ) \approx -3.2\,(KJ)$

سؤال (1 - 12) في الكتاب

اذا تم رفع درجة حرارة 34 g من الايانول من 25 C° الى 79 C° . احسب كمية الحرارة الممتصة بواسطة الايثانول اذا علمت ان الحرارة النوعية للايثانول (2.44 J / g.C°) .

الجواب

$\Delta T = T_f - T_i = 79\,C^\circ - 25\,C^\circ = 54\,C^\circ$

نحسب كمية الحرارة q من العلاقة الاتية :

$q\,(J) = s\,(J/g.C^\circ) \times m\,(g) \times \Delta T\,(C^\circ)$

$q = 2.44\,(J/g.C^\circ) \times 34\,(g) \times 54\,(C^\circ)$

$q = 4479.8\,(J)$

سؤال (1 - 13) في الكتاب

سخنت عينة من مادة مجهولة كتلتها 155 g من درجة حرارة 25 C˚ الى 40 C˚ ، ما ادى الى امتصاص حرارة مقدارها 5700 J . احسب ا الحرارة النوعية لهذه المادة .

الجواب

$$\Delta T = T_f - T_i = 40\,C^\circ - 25\,C^\circ = 15\,C^\circ$$

$$q\,(J) = \varsigma\,(J / g.C^\circ) \times m\,(g) \times \Delta T\,(C^\circ)$$

$$\varsigma\,(J / g.C^\circ) = \frac{q\,(J)}{m\,(g) \times \Delta T\,(C^\circ)}$$

$$\varsigma = \frac{5700\,(J)}{155\,(g) \times 15\,(C^\circ)} = \frac{5700\,(J)}{2325\,(g.C^\circ)}$$

$$\varsigma = 2.45\,(J / g.C^\circ)$$

سؤال (1 - 14) في الكتاب

4.5 g من حبيبات ذهب امتصت 276 J من الحرارة عند تسخينها ، فاذا علمت ان الحرارة الابتدائية كانت 25 C˚ احسب درجة الحرارة النهائية التي سخنت اليها ، اذا علمت ان الحرارة النوعية للذهب 0.13 J / g.C˚

الجواب

نـحسب ΔT من العلاقة الاتية :

$$q\,(J) = \varsigma\,(J / g.C^\circ) \times m\,(g) \times \Delta T\,(C^\circ)$$

$$276\,(J) = 0.13\,(J / g.C^\circ) \times 4.5\,(g) \times \Delta T\,(C^\circ)$$

$$\Delta T = \frac{276\,(J)}{0.13\,(J / g.C^\circ) \times 4.5\,(g)} = \frac{276}{0.585}\,C^\circ$$

$$\Delta T = 471.79\,(C^\circ) \approx 471.8\,(C^\circ)$$

$$\Delta T = T_f - T_i$$

$$471.8\,(C^\circ) = T_f - 25\,(C^\circ)$$

$$T_f = 471.8\,(C^\circ) + 25\,(C^\circ)$$

$$T_f = 496.8\,(C^\circ)$$

T_f = ??

T_i = 25 C˚ و

رحلة التفوق في السادس
عطاء بلا حدود
A.M.Z

حرارة التفاعل (التغير في الانثالبي) :

حرارة التفاعل (التغير في نثالبي التفاعل او انثالبي التفاعل) :

هو التغير في حرارة التفاعل عند ضغط ثابت ثابت ويرمز لها ΔH_r .

ان التغير بانثالبي التفاعل ΔH_r يساوي بالضبط حرارة التفاعل q المقاسة عند الضغط الثابت اي :

$$\Delta H_r = q_p$$

حيث q_p تمثل الحرارة المقاسة عند ضغط ثابت و P من Pressure وتعني ضغط .

ملاحظة

ان قيم التغير في الانثالبي ΔH_r تخبرنا هل ان التفاعل باعث للحرارة او ماص للحرارة و كالأتي :

- اذا كانت ΔH_r اصغر من صفر ($\Delta H_r < 0$) اي قيمة ΔH_r سالبة ($\Delta H_r = -$) فالتفاعل يكون باعثاً للحرارة .
- اذا كانت ΔH_r اكبر من صفر ($\Delta H_r > 0$) اي قيمة ΔH_r موجبة ($\Delta H_r = +$) فالتفاعل يكون ماصاً للحرارة .

دالة الحالة : هي تلك الخاصية او الكمية التي تعتمد على الحالة الابتدائية للنظام قبل التغير والحالة النهائية للنظام بعد التغير بغض النظر عن المسار الذي تم من خلاله التغير .

امثلة على دالة الحالة : الانثالبي و الانتروبي و طاقة كبس

دالة المسار : هي خاصية او كمية تعتمد على الخطوات التي تم من خلالها التغير اضافة الى اعتمادها على الحالة الابتدائة و الحالة النهائية للنظام .

امثلة على دالة المسار : الحرارة و الشغل

الخواص العامة للمواد : تقسم الخواص العامة للمواد الى نوعين :

الخواص الشاملة	الخواص المركزة
تشمل جميع الخواص التي تعتمد على كمية المادة الموجودة في النظام مثل الكتلة والحجم والسعة الحرارية و الانثالبي و الانتروبي والطاقة الحرة .... الخ	تشمل جميع الخواص التي لا تعتمد على كمية المادة الموجودة في النظام مثل الضغط ودرجة الحرارة والكثافة والحرارة النوعية .... الخ

ملاحظة

يرمز للمادة الصلبة بالحرف (S)
ويرمز للمادة السائلة بالحرف (l)
و للمادة الغازية بالحرف (g)
و يرمز للمحلول بالرمز (aq)

الكيمياء الحرارية : هو علم يهتم بدراسة الحرارة الممتصة او المنبعثة نتيجة التغيرات الفيزيائية و الكيميائية .

- اذا اعتبرنا ان التفاعل هو نظام ، فان التفاعل الباعث للحرارة يحول الطاقة الحرارية من النظام الى المحيط كما هو في التفاعل الكيميائي و التغير الفيزيائي الاتيين :

تفاعل كيميائي $2H_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)} + \text{Energy}$

تغير فيزيائي $H_2O_{(g)} \longrightarrow H_2O_{(l)} + \text{Energy}$

- اما التفاعل الماص للحرارة ففيه يمتص النظام الطاقة الحرارية من المحيط و كما هو في التفاعل الكيميائي و التغير الفيزيائي الاتيين :

تفاعل كيميائي $2HgO_{(s)} + \text{Energy} \longrightarrow 2Hg_{(l)} + O_{2\,(g)}$

تغير فيزيائي $H_2O_{(s)} + \text{Energy} \longrightarrow H_2O_{(l)}$

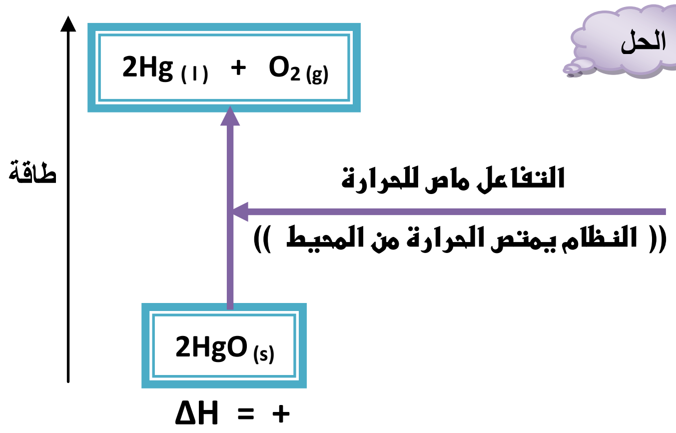
ملاحظة

عندما تكتب كلمة الطاقة (Energy) في جهة المتفاعلات فالتفاعل ماص للحرارة .
و عندما تكتب كلمة الطاقة (Energy) في جهة النواتج فالتفاعل باعث للحرارة .

(1) س / ارسم مخطط الطاقة للتفاعل الاتي :

$$2HgO_{(s)} \longrightarrow 2Hg_{(l)} + O_{2(g)} \quad \Delta H = +$$

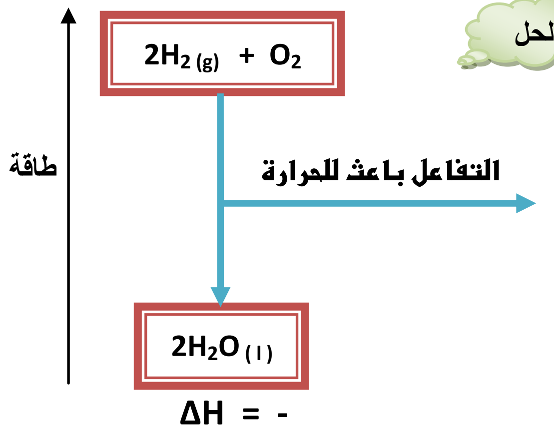
الحل



(2) س / ارسم مخطط الطاقة للتفاعل الاتي :

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)} \quad \Delta H = -$$

الحل



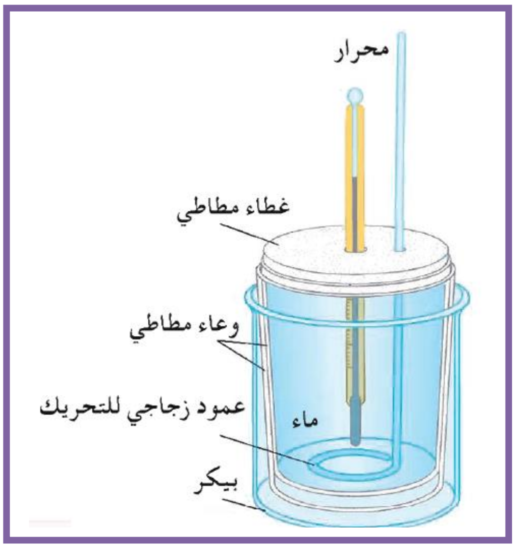
قياس انثالبي التفاعل : يستخدم جهاز يسمى **المسعر الحراري** لقياس حرارة التفاعل عند ثبوت الضغط

المسعر الحراري : وهو جهاز يستخدم لقياس حرارة التفاعل (انثالبي التفاعل) الممتصة او المنبعثة في التفاعل الكيميائي عند ثبوت الضغط .

تركيب المسعر

يتكون المسعر من وعاء للتفاعل مغمور في كمية معينة من الماء (معلومة الكتلة) و موجودة في وعاء معزول عزلاً جيداً ، فاذا كان التفاعل باعث للحرارة فان الحرارة المتحررة ترفع درجة حرارة الماء والمسعر لذا يمكن قياس كميتها من الزيادة في درجة الحرارة اذا كانت السعة الحرارية للمسعر ومحتوياته معروفة .

واذا كان التفاعل ماصاً للحرارة فان درجة الحرارة للماء والمسعر ستنخفض .



المسعر الحراري

خطوات حل مسائل المسعر الحراري

1 – نحسب كمية الحرارة q للماء من العلاقة : $q(J) = s(J/g.C^{\circ}) \times m(g) \times \Delta T(C^{\circ})$

2 – نحسب q النموذج ، والتي تكون مساوية الى q الماء بعكس الاشارة : $q_{النموذج} = -q_{الماء}$

3 – نحسب عدد مولات النموذج (العينة) من العلاقة : $n = \frac{m}{M}$.

4 – نحسب الحرارة المنبعثة نتيجة احتراق 1 mol ، اي نحسب q (J /mol) من العلاقة :

$$q(J/mol) = \frac{q(J)}{n(mol)}$$

5 – نحسب ΔH للتفاعل بثبوت الضغط من العلاقة : $\Delta H(J/mol) = q_P(J/mol)$

6 – اذا كان المطلوب في السؤال حساب انثالبي التفاعل ΔH بوحدة (KJ /mol) ، عندها نحول وحدة (J /mol) الى (KJ /mol) بالقسمة على 1000 .

7 – اذا كان المطلوب في السؤال حساب ΔH لأكثر من مول و بوحدة (KJ) ، نستخدم العلاقة الاتية :

$$\Delta H(KJ) = n(mol) \times \Delta H(KJ/mol)$$

حيث n تمثل عدد المولات المذكورة في السؤال

وزاري 2013 الدور الاول

تمرين (1 - 2) في الكتاب

اذا تم حرق 3 g من مركب الهيدرازين (N_2H_4) (كتلته المولية تساوي 32 g / mol) في مسعر مفتوح يحتوي على 1000 g من الماء (الحرارة النوعية للماء 4.2 J / g . C°) فان درجة الحرارة ترتفع من 24.6 C° الى 28.2 C° . احسب الحرارة المتحررة نتيجة الاحتراق والانثالبي لاحتراق 1 mol من الهيدرازين بوحدة KJ / mol على افتراض ان السعة الحرارية للمسعر مهملة

الجواب

$$\Delta T = T_f - T_i = 28.2\ C^\circ - 24.6\ C^\circ = 3.6\ C^\circ$$

يمكن حساب كمية الحرارة (حيث حرارة المسعر مهملة) من العلاقة الاتية :

$$q\,(J) = s\,(J / g.C^\circ) \times m\,(g) \times \Delta T\,(C^\circ)$$

$$q_{\text{الماء}} = 4.2\,(J / g.C^\circ) \times 1000\,(g) \times 3.6\,(C^\circ)$$

$$q_{\text{الماء}} = 15120\ (J)$$

حيث ان : حرارة الماء − = حرارة النموذج (الهيدرازين)

$$q_{\text{النموذج (الهيدرازين)}} = -\,q_{\text{الماء}}$$

$$q_{\text{النموذج (الهيدرازين)}} = -\,15120\ (J)$$

لإيجاد الحرارة المنبعثة من احتراق 1 mol من الهيدرازين يجب حساب عدد المولات :

$$n\,(mol) = \frac{m\,(g)}{M\,(g/mol)} = \frac{3\,(g)}{32\,(g/mol)} \approx 0.094\ (mol)$$

ان الحرارة المنبعثة من احتراق 1 mol من الهيدرازين تساوي :

$$q_{\text{(الهيدرازين)}}\,(J / mol) = \frac{q\,(J)}{n\,(mol)} = \frac{-15120\,(J)}{0.094\,(mol)} = -\,160851\ (J / mol)$$

بثبوت الضغط كمية الحرارة q_p تمثل انثالبي التفاعل ΔH_r اي :

$$\Delta H = q_p = -\,160851\ (J / mol)$$

نحول وحدة القياس من (J / mol) الى (KJ / mol) :

$$\Delta H = \frac{-160851}{1000} = -\,160.851\ (KJ / mol) \approx -\,161\ (KJ / mol)$$

ملاحظة : اذا كان المطلوب في السؤال حساب انثالبي الاحتراق لاكثر من مول عندها نظرب ΔH بعدد المولات المطلوبة اي : $\Delta H\ (KJ) = n\ (mol) \times \Delta H\ (KJ / mol)$ لاكثر من مول

وزاري 2015 الدور الثالث

اذا تم حرق عينة كتلتها 6g من حامض الخليك CH_3COOH (الكتلة المولية للحامض 60 g / mol) بوجود كمية وافية من الاوكسجين وكان مسعر يحتوي على 800 g من الماء (الحرارة النوعية للماء 4.2 J / g . C°) فاذا ارتفعت درجة حرارة المسعر ومحتوياته من 25 C° الى 30 C° احسب كمية الحرارة التي يمكن ان تنبعث نتيجـــة احتراق 2 mol من الحامض بوحدة KJ على افتراض ان السعة الحرارية للمسعر مهملة .

الجواب

$$\Delta T = T_f - T_i = 30\ C° - 25\ C° = 5\ C°$$

يمكن حساب كمية الحرارة من العلاقة الاتية :

$$q\ (J) = ς\ (J / g.C°) \times m\ (g) \times \Delta T\ (C°)$$

$$q_{الماء} = 4.2\ (J / g.C°) \times 800\ (g) \times 5\ (C°)$$

$$q_{الماء} = 16800\ (J)$$

حيث ان : **حرارة الماء − = حرارة العينة (حامض الخليك)**

$$q_{للحامض} = -\ q_{الماء}$$

$$q_{للحامض} = -\ 16800\ (J)$$

لإيجاد الحرارة المنبـعثة من احتراق 1 mol من الحامض يجب حساب عدد المولات :

$$n\ (mol) = \frac{m\ (g)}{M\ (g/mol)} = \frac{6\ (g)}{60\ (g / mol)} = 0.1\ (mol)$$

ان الحرارة المنبـعثة من احتراق 1 mol من حامض الخليك تساوي :

$$q_{(الحامض)}\ (J / mol) = \frac{q\ (J)}{n\ (mol)} = \frac{-16800\ (J)}{0.1\ (mol)} = -\ 168000\ (J / mol)$$

بثبوت الضغط كمية الحرارة تمثل انثالبي التفاعل اي : $\Delta H = q_p = -\ 168000\ (J / mol)$

$$\Delta H = \frac{168000}{1000} = -\ 168\ (KJ / mol)$$

كمية الحرارة نتيجة احتراق 2 mol : $\Delta H = 2\ mol \times (-\ 168\ KJ / mol) = -\ 336\ KJ$

سؤال (1 - 16) في الكتاب

عند حدوث تفاعل كيميائي في مسعر سعته الحرارية الكلية تساوي $2.4\ KJ / C^{\circ}$ فان درجة حرارة المسعر ترتفع بمقدار $0.12\ C^{\circ}$ ، احسب التغير في الانثالبي لهذا التفاعل بوحدات الجول .

الجواب

حرارة المسعر q_p تساوي التغير في الانثالبي ΔH_r :

$\Delta H_r = q_p = C\ (J / C^{\circ}) \times \Delta T\ (C^{\circ})$

$\Delta H_r = 2.4\ (KJ / C^{\circ}) \times 0.12\ (C^{\circ})$

$\Delta H_r = 0.288\ (KJ)$

التفاعل باعث للحرارة لذا تكون قيمة ΔH_r سالبة

$\Delta H_r = -0.288\ (KJ)$

$\Delta H_r = -0.288 \times 1000$

$\Delta H_r = -288\ J$

سؤال (1 - 17) في الكتاب

وزاري 2013 دور ثاني

اذا تم حرق عينة كتلتها $1.5\ g$ من حامض الخليك CH_3COOH (الكتلة المولية للحامض $60\ g / mol$) بوجود كمية وافية من الاوكسجين ، وكان مسعر يحتوي على $750\ g$ من الماء (الحرارة النوعية للماء $4.2\ J / g . C^{\circ}$) فاذا ارتفعت درجة حرارة المسعر ومحتوياته من $24\ C^{\circ}$ الى $28\ C^{\circ}$ ، احسب كمية الحرارة التي يمكن ان تنبعث نتيجة احتراق مول واحد من الحامض بوحدة على فرض ان السعة الحرارية للمسعر مهملة .

الجواب

$\Delta T = T_f - T_i = 28\ C^{\circ} - 24\ C^{\circ} = 4\ C^{\circ}$

يمكن حساب كمية الحرارة حيث حرارة المسعر مهملة من العلاقة الاتية :

$q\ (J) = s\ (J / g . C^{\circ}) \times m\ (g) \times \Delta T\ (C^{\circ})$

$q_{\text{الماء}} = 4.2\ (J / g . C^{\circ}) \times 750\ (g) \times 4\ (C^{\circ})$

$q_{\text{الماء}} = 12600\ (J)$

حيث ان : حرارة الماء = − حرارة النموذج (حامض الخليك)

$q_{\text{النموذج (الحامض)}} = -\ q_{\text{الماء}}$

$q_{\text{النموذج (الحامض)}} = -12600\ (J)$

لإيجاد الحرارة المنبعثة من احتراق 1 mol من الحامض يجب حساب عدد المولات :

$$n\,(mol) = \frac{m\,(g)}{M\,(g/mol)} = \frac{1.5\,(g)}{60\,(g/mol)} = 0.025\ (mol)$$

ان الحرارة المنبعثة من احتراق 1 mol من حامض الخليك تساوي :

$$q_{(الحامض)}\,(J/mol) = \frac{q\,(J)}{n\,(mol)} = \frac{-12600\,(J)}{0.025\,(mol)} = -504000\ (J/mol)$$

بثبوت الضغط كمية الحرارة تمثل انثالبي التفاعل اي : $\Delta H_r = q_p = -504000\ (J/mol)$

المعادلة الكيميائية الحرارية : هي معادلة كيميائية متوازنة تعبر عن التفاعلات الكيميائية والتغيرات الفيزيائية وتختلف كتابتها عن كتابة المعادلات الكيميائية الاخرى فهي تبين :

1- قيمة واشارة انثالبي التفاعل .

2- تبين الحالة الفيزيائية للمواد المتفاعلة والمواد الناتجة من التفاعل وتستخدم لهذا الغرض الحروف الآتية :
(S للحالة الصلبة ، l للحالة السائلة ، g للحالة الغازية ، aq للمحلول المائي)

3- عند عكس المعادلة يجب تغيير اشارة (قلب اشارة) ΔH مع بقاء قيمتها .

$$H_2O_{(s)} \longrightarrow H_2O_{(l)} \qquad \Delta H = 6\ (KJ/mol)$$
$$H_2O_{(l)} \longrightarrow H_2O_{(s)} \qquad \Delta H = -6\ (KJ/mol)$$

4- عند ضرب او قسمة طرفي المعادلة بمعامل عددي معين يجب ان تجري نفس العملية على قيمة الانثالبي .

$$H_2O_{(s)} \longrightarrow H_2O_{(l)} \qquad \Delta H = 6\ (KJ/mol)$$
$$2H_2O_{(s)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)} \qquad \Delta H = 2 \times 6\ (KJ/mol) = 12\ (KJ/mol)$$

انثالبي التفاعل القياسي (ΔH_r°) : هي انثالبي التفاعل المقاسة عند ظروف قياسية درجة حرارة $25\ C^\circ$ وضغط 1 atm ، ويرمز لها ΔH_r° .

ملاحظة : تقاس انثالبي التفاعل القياسية (ΔH_r°) بوحدة KJ .

سؤال (1 - 18) في الكتاب

مـــا ذا تعني ظـــروف التفاعـــل القياسية في الكيمياء الحراريــــــة وما هي اوجه الاختلاف عن الظروف القياسية (STP) التي تستخدم في الغازات .

الجواب

الظروف القياسية في الكيمياء الحرارية هي درجة حرارة $25\ C^{\circ}$ (298 K) وضغط 1 atm ،

أما الظروف القياسية (STP) في الغازات ، فهي درجة حرارة $0\ C^{\circ}$ (273 K) وضغط 1 atm

انواع الانثالبيات

1 - انثالبي التكوين القياسية (ΔH_f°) :

هي الحرارة واللازمة لتكوين مول واحد من اي مركب من عناصره الاساسيـــة و بـأثبت صورها في الظـــروف القياسية $25\ C^{\circ}$ وضغط 1 atm ويرمز لها ΔH_f° .

ملاحظات

1 - انثالبي التكوين القاسية للعناصر الحرة = (صفر) ، مثلاً $\Delta H_f^{\circ}\ (\ C_{(graphit)}\ ) = 0$

$\Delta H_f^{\circ}\ _{(Mg)} = 0$ ، $\Delta H_f^{\circ}\ (\ O_2\ ) = 0$ ، $\Delta H_f^{\circ}\ (\ N_2\ ) = 0$ ، $\Delta H_f^{\circ}\ (\ H_2\ ) = 0$ الخ ...

2 - بعض العناصر لها اكثر من صورة في الظروف القياسية ($25\ C^{\circ}$ وضغط 1 atm) مثلاً :

أ - الكبريت المعيني اكثر ثباتاً من الكبريت الموشوري .

ب - الكاربون كرافيت (graphite) اكثر ثباتاً من الكاربون ماس (diamond) .

ج - الفسفور الاحمر اكثر ثباتاً من الفسفور الابيض .

حيث ان الصورة الأكثر ثباتاً هي التي تكون انثالبيات التكوين القياسية لها في الظروف القياسية = صفر ، اي $\Delta H_f^{\circ}\ (\ C_{(graphite)}\ ) = 0\ KJ / mol$

ملاحظات

أ - إذا كان المتكون مول واحد من المادة من عناصرها الأساسية بأثبت صورها وفي الظروف القياسية فان :

انثالبي التفاعل القياسية = انثالبي التكوين القياسية

$$\Delta H_f^{\circ} = \Delta H_r^{\circ}$$

مثل : $\Delta H_f^{\circ}(H_2O_{(g)}) = \Delta H_r^{\circ} = -242\ KJ/mol$

$$H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(g)}$$

ب - أما إذا كان المتكون أكثر من مول واحد من المادة) من عناصرها الأساسية بأثبت صورها وفي الظروف القياسية (فـــان :

$$\Delta H_r^{\circ} = n\ \Delta H_f^{\circ}$$

$$\Delta H_f^{\circ} = \frac{\Delta H_r^{\circ}}{n}$$

حيث : ΔH_r° هي انثالبي التفاعل القياسية

ΔH_f° انثالبي التكوين القياسية وتقاس (KJ / mol)

n عدد مولات المادة الناتجة

تمرين (1 - 3) في الكتاب

اذا علمت ان حرارة التكوين القياسية لكبريتات المغنيسيوم ($MgSO_4$) ΔH_f° تساوي (– 1278 KJ / mol) . اكتب المعادلة الكيميائية الحرارية للتفاعل بحيث تكون ΔH_r° مساوية الى ΔH_f° ($MgSO_4$) .

معادلة التفاعل :

$$Mg_{(s)} + S_{(rhombic)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow MgSO_{4(s)}$$

$$\Delta H_f^{\circ}(MgSO_{4(l)}) = \Delta H_r^{\circ} = -1278\ (KJ/mol)$$

تمرين (1 - 4) في الكتاب

احسب انثالبي التفاعل القياسية ΔH_r° للتفاعل التالي اذا علمت ان انثالبي التكوين القياسية لفلوريد الهيدروجين (HF) تساوي $\Delta H_f^\circ (HF) = - 271\ KJ / mol$ ،

$$H_{2(g)} + F_{2(g)} \rightarrow 2\,HF_{(g)}$$

الجواب

$$H_{2(g)} + F_{2(g)} \longrightarrow 2\,HF_{(g)}$$

$$\Delta H_r^\circ = n\ \Delta H_f^\circ$$

$$\Delta H_r^\circ = 2\ mol \times \Delta H_f^\circ\ (HF_{(g)})$$

$$\Delta H_r^\circ = 2\ \cancel{mol} \times (- 271\ KJ / \cancel{mol})$$

$$\Delta H_r^\circ = - 542\ (KJ)$$

تمرين (1 - 5) في الكتاب

احسب انثالبي التفاعل القياسية ΔH_r° للتفاعل الاتي : $4Al_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2\,Al_2O_{3(s)}$

اذا علمت ان حرارة التكوين القياسية لاوكسيد الالمنيوم $\Delta H_f^\circ (Al_2O_3) = - 1670\ KJ / mol$ ،

الجواب

$$4Al_{(s)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2\,Al_2O_{3(s)}$$

$$\Delta H_r^\circ = n\ \Delta H_f^\circ$$

$$\Delta H_r^\circ = 2 \times \Delta H_f^\circ\ (Al_2O_{3(s)})$$

$$\Delta H_r^\circ = 2\ \cancel{mol} \times (- 1670\ KJ / \cancel{mol})$$

$$\Delta H_r^\circ = - 3340\ (KJ)$$

2 - انثالبي الاحتراق القياسية (ΔH_c°) : هي الحرارة المنبعثة من حرق مول واحد من اي مادة حرقاً تاماً مع كمية كافية من الاوكسجين عند الظروف القياسية $25\ C^\circ$ وضغط 1 atm ويرمز لها ΔH_c° .

ملاحظات

أ - إذا كان المحترق مول واحد من المادة فان :

انثالبي التفاعل القياسية = انثالبي الاحتراق القياسية

$$\Delta H_c^\circ = \Delta H_r^\circ$$

مثل : $\Delta H_c^\circ = \Delta H_r^\circ = -286\ (KJ/mol)$

$$H_{2\,(g)} + \frac{1}{2} O_{2\,(g)} \longrightarrow H_2O_{(g)}$$

ب - أما إذا كان المحترق أكثر من مول واحد فان :

$$\Delta H_r^\circ = n\ \Delta H_c^\circ$$

$$\Delta H_c^\circ = \frac{\Delta H_r^\circ}{n}$$

حيث : ΔH_r° هي انثالبي التفاعل القياسية

ΔH_c° انثالبي الاحتراق القياسية وتقاس (KJ / mol)

n عدد مولات المادة المحترقة

ملاحظات

1 - ان حرق المواد العضوية الشائعة ينتج عنها غاز ثنائي اوكسيد الكاربون والماء السائل والحرارة .

2 - حرق العناصر مع الأوكسجين يؤدي إلى تكوين اكاسيد .

3 - جميع تفاعلات الاحتراق باعثة للحرارة .

4 - لموازنة معادلة احتراق المركبات العضوية نبداء بموازنة الكاربون ثم الهيدروجين وأخيراً الاوكسجين

تمرين (1 - 6) في الكتاب

اكتب معادلة تفاعل احتراق سائل الاوكتان (C_8H_{18})
اذا علمت ان $\Delta H_C^\circ \ (C_8H_{18}) = -5471 \ (KJ/mol)$

الجواب

$$C_8H_{18\,(l)} + \frac{25}{2} O_{2\,(g)} \longrightarrow 8CO_{2\,(g)} + 9H_2O_{(l)}$$

$$\Delta H_r^\circ = \Delta H_C^\circ = -5471 \ (KJ/mol)$$

ملاحظات حول وحدة قياس الانثالبي

1 - وحدة قياس انثالبي التفاعل القياسية ΔH_r° اذا كان المتكون اكثر من مول هـي (KJ)

مثال :
$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O \qquad \Delta H_r^\circ = -572 \ KJ$$

2 - تقاس انثالبي التفاعل القياسية ΔH_r° بوحدة (KJ / mol) اذا كان المتكون مول واحد من عناصره الاولية الاساسية .

مثال :
$$H_2 + \frac{1}{2} O_2 \longrightarrow H_2O \qquad \Delta H_r^\circ = -286 \ (KJ/mol)$$

3 - تقاس انثالبي التفاعل القياسية ΔH_r° بوحدة (KJ / mol) اذا كان المحترق مول واحد من المادة .

مثال :
$$CO + \frac{1}{2} O_2 \longrightarrow CO_2 \qquad \Delta H_r^\circ = -283 \ (KJ/mol)$$

4 - اذا كان المحترق اكثر من مول واحد من المادة فان وحدة قياس انثالبي التفاعل القياسية ΔH_r° هي (KJ) .

مثال :
$$2CO + O_2 \longrightarrow 2CO_2 \qquad \Delta H_r^\circ = -566 \ (KJ)$$

سؤال (1 - 20) في الكتاب

وزري 2014 الدور الاول

احسب التغير في انثالبي التكوين القياسية ΔH_f° (Al_2O_3) والتغير في انثالبي الاحتراق القياسية ΔH_C° (Al) في التفاعل الاتي :

$$4Al_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2Al_2O_{3(s)} \qquad \Delta H_r^\circ = -3340 \ KJ$$

الجواب

$$4Al_{(s)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2Al_2O_{3(s)} \qquad \Delta H_r^\circ = -3340 \ KJ$$

يمكن حساب انثالبي التكوين القياسية ΔH_f° لاوكسيد الألمنيوم (Al_2O_3) المتكون من عناصره الاساسية من انثالبي التفاعل القياسية ΔH_r° من العلاقة الاتية :

$$\Delta H_f^\circ = \frac{\Delta H_r^\circ}{n}$$

$$\Delta H_f^\circ{}_{(Al_2O_3)} = \frac{-3340\ (KJ)}{2\ (mol)} = -1670\ (KJ/mol)$$

يمكن حساب انثالبي الاحتراق القياسي ΔH_C° للألمنيوم (Al) من العلاقة الآتية :

$$\Delta H_C^\circ = \frac{\Delta H_r^\circ}{n}$$

$$\Delta H_C^\circ{}_{(Al)} = \frac{-3340\ (KJ)}{4\ (mol)} = -835\ (KJ/mol)$$

3 - انثالبي التغيرات الفيزيائية :

أ - انثالبي التبخر (ΔH_{vap})

هو التغير في المحتوى الحراري المصاحب لتحول مول واحد من المادة من الحالة السائلة الى الحالة الغازية .

$$H_2O_{(l)} \xrightarrow{\text{تبخر}} H_2O_{(g)} \qquad \Delta H_{vap} = +44 \ KJ/mol$$

* عملية التبخر ماصة للحرارة لذا $\Delta H_{vap} = +$

ب - انثالبي التكثيف (ΔH_{cond})

هو التغير في المحتوى الحراري المصاحب لتحول مول واحد من المادة من الحالة الغازية الى الحالة السائلة .

$$H_2O_{(g)} \xrightarrow{\text{تكثيف}} H_2O_{(l)} \qquad \Delta H_{cond} = -44 \ KJ/mol$$

* * عملية التكثيف باعثة للحرارة لذا $\Delta H_{cond} = -$

$$\Delta H_{vap} = - \Delta H_{cond}$$

ج - انثالبي الانصهار (ΔH_{fus})

هو التغير في المحتوى الحراري المصاحب لتحول مول واحد من المادة من الحالة الصلبة الى الحالة السائلة .

$$H_2O_{(s)} \xrightarrow{\text{انصهار}} H_2O_{(l)} \qquad \Delta H_{fus} = +6 \ KJ/mol$$

* عملية الانصهار ماصة للحرارة لذا $\Delta H_{fus} = +$

د - انثالبي الانجماد (ΔH_{cryst})

هو التغير في المحتوى الحراري المصاحب لتحول مول واحد من المادة من الحالة السائلة الى الحالة الصلبة .

$$H_2O_{(l)} \xrightarrow{\text{انجماد}} H_2O_{(s)} \qquad \Delta H_{cryst} = -6 \ KJ/mol$$

* * عملية الانجماد باعثة للحرارة لذا $\Delta H_{cryst} = -$

$$\Delta H_{fus} = - \Delta H_{cryst}$$

تمرين (1 - 7) في الكتاب

اذا علمت ان انثالبي الانصهار لحامض الخليك (CH_3COOH) الثلجي 5.11 KJ / mol . احسب انثالبي الانجماد لهذا الحامض

الجواب

$$CH_3COOH_{(s)} \xrightarrow{\text{انصهار}} CH_3COOH_{(l)} \qquad \Delta H_{fus} = 5.11 \ KJ / mol$$

عملية انجماد الحامض تكون عكس عملية الانصهاره

$$CH_3COOH_{(l)} \xrightarrow{\text{انجماد}} CH_3COOH_{(s)} \qquad \Delta H_{cryst} = ??$$

$$\Delta H_{cryst} = - \Delta H_{fus} = - 5.11 \ KJ / mol$$

طرائق حساب انثالبي التفاعل القياسية :

1 - طريقة استخدام قانون هيس :

نص قانون هيس

كمية الحرارة المنبعثة او الممتصة في اي تفاعل كيميائي هي قيمة ثابتة لا تعتمد على عدد الخطوات التي يتم سلوكها للوصول الى الناتج .

س / هنالك العديد من المركبات الكيميائية لايمكن تصنيعها بشكل مباشر من عناصرها الاساسية ؟ علل ذلك .

الجواب / وذلك لاسباب عديدة منها ان التفاعل قد يسير ببطء شديد او تكون مركبات جانبية غير مرغوبة .

س / يتم الجوء الى قياس انثالبي التفاعل بطريقة غير مباشرة ؟ علل ذلك .

الجواب / لان هنالك العديد من المركبات لايمكن تصنيعها بشكل مباشر .

ملاحظة

في مسائل قانون هيس تعطى معادلة مجهولة ، ومعادلات اخرى معلومة حيث يمكن حساب حرارة التفاعل للتفاعل المجهول من جمع او طرح المعادلات .

تمرين (1 - 8) في الكتاب

احسب انثالبي التكوين القياسية للاستيلين $C_2H_{2(g)}$ من عناصره الاساسية .

$2C_{(graphite)} + H_{2(g)} \rightarrow C_2H_{2(g)} \quad \Delta H_f^\circ (C_2H_{2(g)}) = ?\ KJ/mol$ اذا اعطيت

المعادلات الحرارية الاتية :

(1) $C_{(graphite)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} \quad \Delta H_r^\circ = -394\ KJ/mol$

(2) $H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)} \quad \Delta H_r^\circ = -286\ KJ/mol$

(3) $2C_2H_{2(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 4CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} \quad \Delta H_r^\circ = -2599\ KJ/mol$

الجواب

المعادلة الرئيسية $2C_{(graphite)} + H_{2(g)} \longrightarrow C_2H_{2(g)} \quad \Delta H_f^\circ = ?$

نلاحظ في المعادلة الرئيسية تتفاعل 2 mol من $C_{(graphite)}$ لذا نضرب المعادلة (1) x 2 ،

بينما تبقى المعادلة (2) كما هي دون تغيير ، اما المعادلة (3) نعكسها ونقسمها على 2 .

1- $2C_{(graphite)} + 2O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} \quad \Delta H_r^\circ = 2 \times (-394) = -788\ (KJ/mol)$

2- $H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)} \quad \Delta H_r^\circ = -286\ (KJ/mol)$

3- $2CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow C_2H_{2(g)} + \frac{5}{2}O_{2(g)}$

$$\Delta H_r^\circ = \frac{+2599}{2} = +1299.5\ (KJ/mol)$$

$\Delta H_r^\circ = (-788\ KJ/mol) + (-286\ KJ/mol) + (1299.5\ KJ/mol)$

$\Delta H_r^\circ = 225.5\ (KJ/mol)$

المعادلة الرئيسية $2C_{(graphite)} + H_{2(g)} \rightarrow C_2H_{2(g)} \quad \Delta H_f^\circ = ?$

المتكون هو الاستلين ($C_2H_{2(g)}$) من عناصره الاولية ، و عدد مولاته 1 mol لذا :

$\Delta H_r^\circ = \Delta H_f^\circ{}_{(C_2H_2)}$

$\Delta H_f^\circ{}_{(C_2H_2)} = $ **225.5 (KJ / mol)**

سؤال (1 - 21) في الكتاب

اكتب نص قانون هيس وفسر فائدته في الكيمياء الحرارية . من المعادلات الحرارية التالية عند درجة حرارة 25 C° وضغط 1 atm .

(1) $H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2HCl_{(g)} \quad \Delta H_r^\circ = -185\ KJ$

(2) $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(g)} \quad \Delta H_r^\circ = -484\ KJ$

احسب ΔH_r° للتفاعل الاتي :

$4HCl_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2Cl_{2(g)} + 2H_2O_{(g)} \quad \Delta H_r^\circ = ??\ KJ$

الجواب

نص قانون هيس : كمية الحرارة المنبعثة او الممتصة في اي تفاعل كيميائي هي قيمة ثابتة لا تعتمد على عدد الخطوات التي يتم سلوكها للوصول الى الناتج .

فائدة قانون هيس : تكمن في امكانية قياس انثالبي التفاعل التي لا يمكن قياسها بشكل مباشر لكون حدوثها غير ممكن بسبب بطئها او تكون نواتج جانبية .

المطلوب حساب ΔH_r° للتفاعل الأتي (المعادلة الرئيسية) :

$4HCl_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2Cl_{2(g)} + 2H_2O_{(g)} \quad \Delta H_r^\circ = ??$

نعكس المعادلة (1) ونضربها x 2 . بينما المعادلة (2) تبقى كما هي .

$4HCl_{(g)} \longrightarrow 2H_{2(g)} + 2Cl_{2(g)} \quad \Delta H_r^\circ = 2 \times (+185\ KJ) = +370\ (KJ)$

$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(g)} \quad \Delta H_r^\circ = -484\ (KJ)$

$4HCl_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2Cl_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$

$\Delta H_r^\circ = 370\ (KJ) + [-484\ (KJ)] = -114\ (KJ)$

سؤال (1 - 22) في الكتاب

اذا اعطيت المعادلات الحرارية التالية عند درجة حرارة $25\ C^{\circ}$ وضغط 1 atm .

(1) $\frac{1}{2} N_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \rightarrow NO_{2\,(g)} \quad \Delta H_r^{\circ} = 33\ KJ$

(2) $N_{2\,(g)} + 2O_{2\,(g)} \rightarrow N_2O_{4\,(g)} \quad \Delta H_r^{\circ} = 11\ KJ$

احسب ΔH_r° للتفاعل الاتي :

$$2NO_{2\,(g)} \rightarrow N_2O_{4\,(g)} \quad \Delta H_r^{\circ} = ?\ KJ$$

الجواب

المطلوب حساب ΔH_r° للتفاعل (المعادلة الرئيسية) الأتي :

$$2NO_{2\,(g)} \longrightarrow N_2O_{4\,(g)} \qquad \Delta H_r^{\circ} = ??$$

في المعادلة الرئيسية نلاحظ تفاعل 2 mol من NO_2 لذا يجب عكس المعادلة (1) و نضربها 2 x .
بينما تبقى المعادلة (2) كما هي .

$$2NO_{2\,(g)} \longrightarrow N_{2\,(g)} + 2O_{2\,(g)} \qquad \Delta H_r^{\circ} = 2 \times (-33\ KJ) = -66\ (KJ)$$

$$N_{2\,(g)} + 2O_{2\,(g)} \longrightarrow N_2O_{4\,(g)} \qquad \Delta H_r^{\circ} = 11\ (KJ)$$

$$2NO_{2\,(g)} \longrightarrow N_2O_{4\,(g)}$$

$$\Delta H_r^{\circ} = -66\ (KJ) + 11\ (KJ) = -55\ (KJ)$$

سؤال (1 - 23) في الكتاب

جد انثالبية التكوين القياسية لغاز الاثلين C_2H_4 اذا علمت ان حرارة الاحتراق القياسية لكل من H_2 و C و C_2H_4 هي على التوالي مقاسة بوحدات KJ / mol (- 286 , - 394 , - 1411)

الجواب

معادلة تكوين الاثلين C_2H_4 (تعتبر المعادلة الرئيسية) :

$$2C_{graph.} + 2H_2 \rightarrow C_2H_4 \qquad \Delta H_r^\circ = \Delta H_f^\circ{}_{(C_2H_4)} = ?$$

نكتب معادلات الاحتراق :

$$(1) \quad H_2 + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow H_2O \qquad \Delta H_C^\circ = \Delta H_r^\circ = -286 \ (KJ/mol)$$

$$(2) \quad C_{graph.} + O_2 \rightarrow CO_2 \qquad \Delta H_C^\circ = \Delta H_r^\circ = -394 \ (KJ/mol)$$

$$(3) \quad C_2H_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O \qquad \Delta H_C^\circ = \Delta H_r^\circ = -1411 \ (KJ/mol)$$

نضرب المعادلة (1) x 2 ، نضرب المعادلة (2) x 2 ، نعكس المعادلة (3) فقط

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O \qquad \Delta H_r^\circ = -572 \ (KJ/mol)$$

$$2C_{graph.} + 2O_2 \rightarrow 2CO_2 \qquad \Delta H_r^\circ = -788 \ (KJ/mol)$$

$$2CO_2 + 2H_2O \rightarrow C_2H_4 + 3O_2 \qquad \Delta H_r^\circ = +1411 \ (KJ/mol)$$

$$2C_{graph.} + 2H_2 \rightarrow C_2H_4$$

$$\Delta H_r^\circ = -572 + (-788) + 1411$$

$$\Delta H_r^\circ = 51 \ (KJ/mol)$$

$$\Delta H_f^\circ{}_{(C_2H_4)} = \Delta H_r^\circ = 51 \ (KJ/mol)$$

سؤال (1 - 25) في الكتاب

جد ΔH_f° لـ Fe_2O_3 من انثالبيات التفاعلات الاتية :

$2Al_2O_3 \rightarrow 4Al + 3O_2$ $\qquad \Delta H_r^\circ = 3340$ (KJ / mol)

$2Al + Fe_2O_3 \rightarrow 2Fe + Al_2O_3$ $\qquad \Delta H_r^\circ = -853$ (KJ / mol)

الجواب

معادلة تكوين Fe_2O_3 (تعتبر المعادلة الرئيسية) :

$2Fe + \frac{3}{2} O_2 \rightarrow Fe_2O_3$ $\qquad \Delta H_r^\circ = \Delta H_f^\circ{}_{(Fe_2O_3)} = ?$

نقلب المعادلة (1) ونقسمها على 2 ، نقلب المعادلة (2) فقط .

$2Al + \frac{3}{2} O_2 \rightarrow Al_2O_3$ $\qquad \Delta H_r^\circ = \frac{-3340}{2} = -1670$ (KJ / mol)

$2Fe + Al_2O_3 \rightarrow 2Al + Fe_2O_3$ $\qquad \Delta H_r^\circ = +853$ (KJ / mol)

$2Fe + \frac{3}{2} O_2 \rightarrow Fe_2O_3$

$\Delta H_r^\circ = -1670 + 853$

$\Delta H_r^\circ = -817$ (KJ / mol

$\Delta H_f^\circ{}_{(C_2H_4)} = \Delta H_r^\circ = -817$ (KJ / mol)

سؤال (1 - 34) في الكتاب

اذا علمت ان انثالبي احتراق كل من غاز CO ، H_2 ، CH_3OH بوحدات KJ / mol هي على التوالي (-284 ، -286 ، -727) احسب ΔH_r° باستخدام قانون هيس للتفاعل الاتي :

$$CO + 2H_2 \rightarrow CH_3OH$$

الجواب

معادلات الاحتراق :

(1) $CO + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow CO_2$ $\quad \Delta H_c^\circ = \Delta H_r^\circ = -284 \ (KJ/mol)$

(2) $H_2 + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow H_2O$ $\quad \Delta H_c^\circ = \Delta H_r^\circ = -286 \ (KJ/mol)$

(3) $CH_3OH + \frac{3}{2}O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$ $\quad \Delta H_c^\circ = \Delta H_r^\circ = -727 \ (KJ/mol)$

المعادلة الرئيسية : $CO + 2H_2 \rightarrow CH_3OH$ $\quad \Delta H_r^\circ = ??$

المعادلة (1) تبقى كما هي ، بينما المعادلة (2) تضرب x 2 ، اما المعادلة (3) فانها تقلب فقط

$CO + \frac{1}{2}O_2 \longrightarrow CO_2$ $\quad \Delta H_r^\circ = -284 \ (KJ/mol)$

$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$ $\quad \Delta H_r^\circ = 2 \times (-286) = -572 \ (KJ/mol)$

$CO_2 + 2H_2O \longrightarrow CH_3OH + \frac{3}{2}O_2$ $\quad \Delta H_r^\circ = +727 \ (KJ/mol)$

$$CO + 2H_2 \longrightarrow CH_3OH$$

$$\Delta H_r^\circ = (-284) + (-572) + 727 = -129 \ KJ$$

2 - طريقة استخدام قيم انثالبي التكوين القياسية :

في هذه الطريقة يمكن ايجاد انثالبي التفاعل القياسية (ΔH_r°) من العلاقة الاتية :

$$\Delta H_r^\circ = \sum n\,\Delta H_f^\circ{}_{(P)} - \sum n\,\Delta H_f^\circ{}_{(R)}$$

حيث : ΔH_r° انثالبي التفاعل وتقاس (KJ)

$\Delta H_f^\circ{}_{(P)}$ انثالبي التكوين القياسية للنواتج وتقاس (KJ / mol)

$\Delta H_f^\circ{}_{(R)}$ انثالبي التكوين القياسية للمتفاعلات و تقاس (KJ / mol)

n عدد مولات المواد الناتجة والمتفاعلة في المعادلة الكيميائية الموزونة

$\sum$ مجموع

تمرين (1 - 9) في الكتاب

يحترق البنزين (C_6H_6) في الهواء ليعطي ثنائي اوكسيد الكاربون الغاز والماء السائل . احسب ΔH_r° لهذا التفاعل اذا علمت ان :

$\Delta H_f^\circ\ (C_6H_{6(g)}) = 49\ KJ/mol$

$\Delta H_f^\circ\ (CO_{2(g)}) = -394\ KJ/mol$

$\Delta H_f^\circ\ (H_2O_{(l)}) = -286\ KJ/mol$

الجواب

$$C_6H_{6\,(g)} + \frac{15}{2} O_{2\,(g)} \longrightarrow 6\,CO_{2\,(g)} + 3\,H_2O_{(l)}$$

$$\Delta H_r^\circ = \sum n\,\Delta H_f^\circ{}_{(P)} - \sum n\,\Delta H_f^\circ{}_{(R)}$$

$$\Delta H_r^\circ = [\,6 \times \Delta H_f^\circ{}_{(CO_2)} + 3 \times \Delta H_f^\circ{}_{(H_2O)}\,] - [\,\Delta H_f^\circ{}_{(C_6H_6)} + \frac{15}{2} \times \Delta H_f^\circ{}_{(O_2)}\,]$$

$$\Delta H_r^\circ = [\,6 \times (-394\ KJ/mol) + 3 \times (-286\ KJ/mol)\,] - [\,49\ KJ/mol + \frac{15}{2} \times 0\,]$$

$$\Delta H_r^\circ = [\,(-2364\ KJ/mol) + (-858\ KJ/mol)\,] - [\,49\ KJ/mol\,]$$

$$\Delta H_r^\circ = -3222\ KJ/mol - 49\ KJ/mol$$

$$\Delta H_r^\circ = -3271\ (KJ/mol)$$

سؤال (1 - 19) في الكتاب

في مسعر حراري وضع 2.6 g من الاستيلين C_2H_2 (M = 26 g / mol) فوجد ان كمية الحرارة المنبعثة من الاحتراق تساوي 130 KJ . احسب انثالبية التكوين القياسية للاستيلين اذا علمت ان :

$\Delta H_f^\circ (CO_2) = -393.5$ KJ / mol , $\Delta H_f^\circ (H_2O) = -286$ KJ / mol

الجواب

$$n_{C_2H_2}\ (mol) = \frac{2.6}{26} = 0.1\ mol$$

(لان الحرارة منبعثة تكون قيمة q سالبة)

$$q = -130\ KJ$$

$$\Delta H_r^\circ (KJ/mol) = q_p\ (KJ/mol) = \frac{q\ KJ}{n\ mol}$$

$$\Delta H_r^\circ = \frac{-130}{0.1} = -1300\ (KJ/mol)$$

معادلة احتراق الاستلين

$$C_2H_2 + \frac{5}{2} O_2 \longrightarrow 2CO_2 + H_2O$$

$$\Delta H_r^\circ = \sum n\,\Delta H_f^\circ{}_{(P)} - \sum n\,\Delta H_f^\circ{}_{(R)}$$

$$\Delta H_r^\circ = [\ 2 \times \Delta H_f^\circ{}_{(CO_2)} + \Delta H_f^\circ{}_{(H_2O)}\ ] - [\ \Delta H_f^\circ{}_{(C_2H_2)} + \frac{5}{2} \Delta H_f^\circ{}_{(O_2)}\ ]$$

$$-1300 = [\ 2 \times (-393.5) + (-286)\ ] - [\ \Delta H_f^\circ{}_{(C_2H_2)} + 0\ ]$$

$$-1300 = [-787 - 286\ ] - \Delta H_f^\circ{}_{(C_2H_2)}$$

$$-1300 = -1073 - \Delta H_f^\circ{}_{(C_2H_2)}$$

$$\Delta H_f^\circ{}_{(C_2H_2)} = -1073 + 1300$$

$$\Delta H_f^\circ{}_{(C_2H_2)} = 227\ (KJ/mol)$$

سؤال (1 - 24) في الكتاب

احسب ΔH_r° للتفاعل التالي عند درجة حرارة $25\ C^{\circ}$ وضغط 1 atm .

$$2NH_{3\,(g)} + 3O_{2\,(g)} + 2CH_{4\,(g)} \rightarrow 2HCN_{(l)} + 6H_2O_{(g)}$$

اذا اعطيت المعلومات الاتية :

$\Delta H_f^{\circ}\ (NH_3) = -46\ KJ/mol$, $\Delta H_f^{\circ}\ (CH_4) = -75\ KJ/mol$

$\Delta H_f^{\circ}\ (HCN) = 135\ KJ/mol$, $\Delta H_f^{\circ}\ (H_2O) = -242\ KJ/mol$

الجواب

يمكن حساب ΔH_r° للتفاعل الاتي من قيم ΔH_f° :

$$2NH_{3\,(g)} + 3O_{2\,(g)} + 2CH_{4\,(g)} \rightarrow 2HCN_{(l)} + 6H_2O_{(g)}$$

$$\Delta H_r^{\circ} = \sum n\,\Delta H_f^{\circ}{}_{(P)} - \sum n\,\Delta H_f^{\circ}{}_{(R)}$$

$$\Delta H_r^{\circ} = [\,2 \times \Delta H_f^{\circ}{}_{(HCN)} + 6 \times \Delta H_f^{\circ}{}_{(H_2O)}\,] - [\,2 \times \Delta H_f^{\circ}{}_{(NH_3)} + 3 \times \Delta H_f^{\circ}{}_{(O_2)} + 2 \times \Delta H_f^{\circ}{}_{(CH_4)}\,]$$

$$\Delta H_r^{\circ} = [\,2 \times 135\,(KJ/mol) + 6 \times (-242)(KJ/mol)\,] - [\,2 \times (-46)(KJ/mol) + 3 \times (0\ KJ/mol) + 2 \times (-75)(KJ/mol)\,]$$

$$\Delta H_r^{\circ} = [\,270\,(KJ/mol) + (-1452)(KJ/mol)\,] - [\,(-92)(KJ/mol) + 0 + (-150)(KJ/mol)\,]$$

$$\Delta H_r^{\circ} = [\,270\,(KJ/mol) - 1452\,(KJ/mol)\,] - [\,(-92)(KJ/mol) - 150\,(KJ/mol)\,]$$

$$\Delta H_r^{\circ} = [\,-1182\,(KJ/mol)\,] - [\,-242\,(KJ/mol)\,] = -1182\,(KJ/mol) + 242\,(KJ/mol)$$

$$\Delta H_r^{\circ} = -940\,(KJ/mol)$$

سؤال (1 - 25) في الكتاب

احسب انثالبي التكوين القياسية للمركب HPO_3 اذا اعطيت المعلومات الاتية :

$$P_4O_{10\,(s)} + 4HNO_{3\,(l)} \rightarrow 4HPO_{3\,(l)} + 2N_2O_{5\,(g)} \qquad \Delta H_r^\circ = -180\ (KJ)$$

ΔH_f° للمركبات الاتية:

$\Delta H_f^\circ\ (P_4O_{10}) = -2984\ KJ/mol \quad , \quad \Delta H_f^\circ\ (HNO_3) = -174\ KJ/mol$

$\Delta H_f^\circ\ (N_2O_5) = -43\ KJ/mol$

الجواب

$$P_4O_{10\,(s)} + 4HNO_{3\,(l)} \rightarrow 4HPO_{3\,(l)} + 2N_2O_{5\,(g)} \qquad \Delta H_r^\circ = -180\ (KJ)$$

$$\Delta H_r^\circ = \sum n\,\Delta H_f^\circ{}_{(P)} - \sum n\,\Delta H_f^\circ{}_{(R)}$$

$$\Delta H_r^\circ = [\,4 \times \Delta H_f^\circ{}_{(HPO_3)} + 2 \times \Delta H_f^\circ{}_{(N_2O_5)}\,] - [\,\Delta H_f^\circ{}_{(P_4O_{10})} + 4 \times \Delta H_f^\circ{}_{(HNO_3)}\,]$$

$$-180 = [\,4 \times \Delta H_f^\circ{}_{(HPO_3)} + 2 \times (-43)\,(KJ/mol)\,] - [\,(-2984)\,(KJ/mol) + 4 \times (-174)\,(KJ/mol)\,]$$

$$-180 = [\,4 \times \Delta H_f^\circ{}_{(HPO_3)} + (-86)\,(KJ/mol)\,] - [\,(-2984)\,(KJ/mol) + (-696)\,(KJ/mol)\,]$$

$$-180 = [\,4 \times \Delta H_f^\circ{}_{(HPO_3)} - 86\ (KJ/mol)\,] - [\,(-2984)\,(KJ/mol) - 696\ (KJ/mol)\,]$$

$$-180 = [\,4 \times \Delta H_f^\circ{}_{(HPO_3)} - 86\ (KJ/mol)\,] - [\,(-3680)\,(KJ/mol)\,]$$

$$-180 = 4 \times \Delta H_f^\circ{}_{(HPO_3)} - 86\ (KJ/mol) + 3680\ (KJ/mol)$$

$$-180 = 4 \times \Delta H_f^\circ{}_{(HPO_3)} + 3594\ (KJ/mol)$$

$$4 \times \Delta H_f^\circ{}_{(HPO_3)} = -180 - 3594\,(KJ/mol) = -3774\ (KJ/mol)$$

$$\Delta H_f^\circ{}_{(HPO_3)} = \frac{-3774\ (KJ/mol)}{4}$$

$$\Delta H_f^\circ{}_{(HPO_3)} = -943.5\ (KJ/mol)$$

ملاحظـة

ان حرارة (انثالبي) التفكك القياسية للمادة تكون مساوية الى حرارة التكوين القياسية لنفس المادة بعكس الاشارة اي :

حرارة التفكك القياسية = - ΔH_f°

((سؤال وزاري (2013) الدور الاول))

س٤ / أ / احسب انثالبية التكوين القياسية ΔH_f° لغاز CO اذا علمت ان حرارة تفكك CO_2 هي + 394 KJ / mol وان حرارة التفاعل الاتي

$$CO + \frac{1}{2} O_2 \longrightarrow CO_2 \qquad \Delta H_r^\circ = -283 \ KJ/mol$$

الجـــواب

$$CO + \frac{1}{2} O_2 \longrightarrow CO_2 \qquad \Delta H_r^\circ = -283 \ KJ/mol$$

$\Delta H_{f\,(CO_2)}^\circ$ = - حرارة التفكك القياسية لـ CO_2

$$\Delta H_{f\,(CO_2)}^\circ = -394 \ (KJ/mol)$$

$$\Delta H_r^\circ = \sum n \Delta H_{f\,(P)}^\circ - \sum n \Delta H_{f\,(R)}^\circ$$

$$\Delta H_r^\circ = [\Delta H_{f\,(CO_2)}^\circ] - [\Delta H_{f\,(CO)}^\circ + \frac{1}{2} \times \Delta H_{f\,(O_2)}^\circ]$$

$$-283 \ KJ/mol = [-394 \ KJ/mol] - [\Delta H_{f\,(CO)}^\circ + \frac{1}{2} \times 0 \ KJ/mol]$$

$$-283 \ KJ/mol = -394 \ KJ/mol - \Delta H_{f\,(CO)}^\circ$$

$$\Delta H_{f\,(CO)}^\circ = -394 \ KJ/mol + 283 \ KJ/mol$$

$$\Delta H_{f\,(CO)}^\circ = -111 \ (KJ/mol)$$

العمليات التلقائية :

العملية التلقائية هي عملية فيزيائية او كيميائية يمكن ان تحدث من تلقاء نفسها عند ظروف معينة دون تاثير اي عامل خارجي .

التفاعل التلقائي هو تفاعل يحدث من تلقاء نفسه عند ظروف معينة من درجة حرارة او ضغط او تركيز .

س / أعطِ امثلة لعمليات فيزيائية و كيميائية تكون تلقائية .

الجواب

1 – سقوط الماء من الشلال .
2 – انتقال الحرارة من الجسم الحار الى الجسم البارد .
3 – ذوبان قطعة السكر تلقائيا في كوب القهوة .
4 – انجماد الماء تلقائيا تحت الصفر المئوي ($0\ ^\circ C$) .
5 – صداء الحديد بوجود الرطوبة تلقائيا .
6 – تمدد الغاز تلقائيا في الاناء المفرغ .

س / الانثالبي (ΔH) لا تستطيع تحديد تلقائية التفاعل او التحول ؟ علل .

الجواب لان هنالك تفاعلات او تحولات ماصة للحرارة مع ذلك تكون تلقائية كما ان هنالك تفاعلات باعثة للحرارة ولكنها غير تلقائية .

سؤال (1 - 27) في الكتاب

ماذا نعني بالعملية التلقائية . وضح ذلك ثم اعط مثالين لكل من العمليات التلقائية وغير التلقائية .

الجواب

العملية التلقائية : هي أي عملية فيزيائية أو كيميائية يمكن أن تحدث من تلقاء نفسها عند ظروف معينة دون تأثير من أي عامل خارجي .

أمثلة على العمليات التلقائية : ((سقوط الماء من أعلى الشلال و ذوبان ملح الطعام في الماء))

امثلة على العمليات الغير التلقائية : ((صعود الماء إلى أعلى الشلال و تجمع السكر إلى شكله الابتدائي))

سؤال (1 - 28) في الكتاب

اي من العمليات التالية تلقائية وايها غير تلقائية :

أ) ذوبان ملح الطعام في الماء .
ب) تسلق قمة ايفرست .
ج) انتشار رائحة العطر في الغرفة بعد رفع غطاء قنينة العطر .
د) فصل الهيليوم و النيون من مزيج من الغازات .

الجواب

أ) عملية تلقائية .
ب) عملية غير تلقائية .
ج) عملية تلقائية .
د) عملية غير تلقائية .

الانتروبي : هي دالة حالة ثرموديناميكية تمثل صفة اللا أنتظام (العشوائية) في المجموعة ويرمز لها (S) .

س / لا يمكن ان تقاس القيمة المطلقة للانتروبي ؟ علل .

الجواب **لأنها دالة حالة تعتمد على الحالة الابتدائية والحالة النهائية ، لذلك يقاس التغير الحاصل في الانتروبي .**

ملاحظة: الانتروبية تتناسب طرديا مع العشوائية وعكسيا مع الانتظام .

التغير في الانتروبـــي (ΔS) :

$$\Delta S = S_f - S_i$$

حيث S_f **الانتروبي النهائي**

S_i **الانتروبي الابتدائي**

ملاحظة: **ان جميع التفاعلات الكيميائية و التحولات الفيزيائية التلقائية يصاحبها زيادة في قيمة الانتروبي (زيادة في العشوائية اللا أنتظام) ، مثلا يذوب كلوريد الامونيوم في الماء تلقائيا .**

$$NH_4Cl_{(s)} \longrightarrow NH_4^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$$

حيث يصاحب عملية الذوبان هذه تكوّن ايونات في المحلول المائي والتي تكون اقل انتظاماً من جزيئات كلوريد الامونيوم الصلب ($NH_4Cl_{(s)}$ **) .**

س / أعطِ امثلة لعمليات فيزيائية و تفاعلات كيميائية يرافقها زيادة في الانتروبي (العشوائية) .

الجواب :

1 – ذوبان المواد الصلبة في السائل ، مثل ذوبان كلوريد الامونيوم الصلب في الماء .

2 – تبخر السائل ، مثل تبخر الماء .

3 – انصهار المادة الصلبة ، مثل انصهار الثلج .

((ان جميع العمليات اعلاه يكون فيها [$S_f > S_i$] اي تكون ($\Delta S = +$) .

س / تقود عملية الانصهار الى زيادة في الانتروبي (العشوائية) ؟ علل .

الجواب: لان الذرات او الجزيئات عند الانصهار تبداء بالحركة خارج الشبكة البلورية بينما كانت محصورة في مواقع ثابته في الحالة الصلبة وبالتالي تزداد عشوائيتها اي تزداد الانتروبية .

س / تقود عملية التبخر الى زيادة في الانتروبي (العشوائية) ؟ علل .

الجواب: لان الجزيئات في الحالة السائلة تكون في حالة تجاذب قوي ومنتظمة بنظام هيكلي وعند التبخير فانها تتحرك خارج النظام الهيكلي للماء مما يزيد من عشوائيتها .

س / انتروبي التبخر اكبر من انتروبي الانصهار ؟ علل .

الجواب: لان الجزيئات او الذرات في حالة التبخر (الطور الغازي) تنتشر بشكل عشوائي لملىء فراغات الحيز الذي تتواجد فيه .

س / املاء الفراغات : عند اذابة مادة صلبة ايونية مثل كلوريد الصوديوم فان الزيادة بالانتروبي تحصل نتيجة عاملين هما .... و ....

الجواب

أ – عملية تكوين المحلول (خلط المذاب مع المذيب).

ب – تفكك المركب الصلب الى ايونات .

س / التسخين يزيد الانتروبي ؟ علل .

الجواب

لان التسخين يقود الى :

أ – زيادة الحركات الانتقالية للجزيئات .

ب – زيادة الحركات الدورانية والاهتزازية .

ج – زيادة انواع الطاقات المرتبطة جميعها بالحركة الجزيئية .

ملاحظة

تُرتب الانتروبية للعمليات بالشكل الاتي : $\Delta S_{(s)} < \Delta S_{(l)} < \Delta S_{(g)}$

ملاحظة

العمليات التي يصاحبها زيادة في الانتروبي تكون $\Delta S > 0$ اي $\Delta S = +$

بينما العمليات التي يصاحبها نقصان في الانتروبي تكون $\Delta S < 0$ اي $\Delta S = -$

سؤال (1 - 30) في الكتاب

عرف الانتروبي . ما هي وحدات الانتروبي حسب نظام الدولي للوحدات (SI) .

الجواب

الانتروبي : هي دالة حالة ثرموديناميكية تمثل صفة اللا أنتظام (العشوائية) في المجموعة ويرمز لها (S) .

وحدة قياس الانتروبي : J / K.mol

ملاحظات

1 - تزداد الانتروبية بتحول المادة :
من صلب الى سائل ، او من صلب الى غاز ، او من سائل الى غاز ، حيث تكون $\Delta S = +$.

بينما تقل الانتروبية بتحول المادة : من غاز الى سائل او من سائل الى صلب ، حيث $\Delta S = -$

2 - تزداد الانتروبية عند ذوبان المواد الصلبة في الماء (كالاملاح)

$$NaCl_{(s)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

حيث تكون $\Delta S = +$

3 - تزداد الانتروبية بزيادة عدد المولات بثبوت الحالة الفيزيائية للمادة

$$\underbrace{2NH_{3(g)}}_{\text{٢ مول}} \rightarrow \underbrace{N_{2(g)} + 3H_{2(g)}}_{\text{٤ مول}} \qquad \Delta S = +$$

بينما تقل الانتروبي بنقصان المولات

$$3H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)} \qquad \Delta S = -$$

4 - اذا تساوت عدد مولات المواد المتفاعلة والناتجة وفي نفس الحالة الفيزيائية فان الانتروبية تزداد بزيادة عدد المواد الناتجة

$$\underbrace{2HCl_{(g)}}_{\text{٢ مول}} \rightarrow \underbrace{H_{2(g)} + Cl_{2(g)}}_{\text{٢ مول}} \qquad \Delta S = +$$

بينما تقل الانتروبي بنقصان عدد المواد الناتجة في نفس لطور الفيزيائي

$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2HCl_{(g)} \qquad \Delta S = -$$

5 - تزداد الانتروبية بالتسخين $+ = \Delta S$ حيث تزداد الطاقة الحركية للجزيئات بزيادة درجة الحرارة فتؤدي الى حالة لا انتظام (عشوائية) اكبر للجزيئات .
بينما تقل الانتروبية بالتبريد $\Delta S = -$.

6 - تزداد الانتروبية عند خفض الضغط المسلط على غاز في اناء مغلق بثبوت درجة الحرارة $\Delta S = +$.
وتقل الانتروبية بزيادة الضغط المسلط $\Delta S = -$

7 - تتناقص الانتروبية للغازات عند ذوبانها في المذيبات ، بينما تزداد انتروبية المواد الصلبة والسائلة عند ذوبانها في المذيبات

نقصان الانتروبى $\Delta S = -$

$$CO_{2(g)} + H_2O \longrightarrow H_2CO_{3(l)}$$

8 - التفاعل الذي ينتج عنه غاز من (السائل) او (الصلب) يكون مصحوب بزيادة الانتروبية

$$CaCO_{3(s)} \longrightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

$$\Delta S = +$$

تمرين (1 - 10) في الكتاب

كيف تتغير انتروبي النظام للعمليات الاتية :

(أ) تكثف بخار الماء . (ب) تكوّن بلورات السكر من محلوله فوق المشبع .
(ج) تسخين غاز H_2 من $20\ C^{\circ}$ الى $80\ C^{\circ}$. (د) تسامي اليود الصلب .

الجواب

أ- التكثيف تحول بخار الماء الى سائل يقلل من عشوائية النظام اي يؤدي الى نقصان في الانتروبية .

ب - تكون بلورات السكر من محلول فوق المشبع : يقلل من عشوائية النظام اي يؤدي الى نقصان في الانتروبية .

ج - تسخين غاز H_2 يزيد عشوائية النظام مما يؤدي الى زيادة في الانتروبي .

د - تسامي اليود الصلب اي تحوله من الطلور الصلب الى الطور الغازي يزيد من عشوائية النظام وبالتالي يزيد من الانتروبي .

حساب الانتروبي القياسية للتفاعلات الكيميائية :

يمكن ايجاد التغير في الانتروبي القياسي (ΔS_r°) من انتروبي النواتج والمتفاعلات القياسية (S°)

باستخدام العلاقة الاتية :

$$\Delta S_r^{\circ} = \sum n S^{\circ}_{(P)} - \sum n S^{\circ}_{(R)}$$

حيث ΔS_r° التغير في الانتروبي القياسية للتفاعل وتقاس (J / K.mol)

$\sum$ تعني مجموع

n عدد مولات المواد المتفاعلة والناتجة (من المعادلة الكيميائية الموزونة)

$S^{\circ}_{(P)}$ انتروبي النواتج القاسية وتقاس (J / K.mol)

$S^{\circ}_{(R)}$ انتروبي المتفاعلات القاسية وتقاس (J / K.mol)

ملاحظة

الانتروبي القياسي للعناصر الحرة والغازات لا يساوي صفر ، ($S^{\circ} \neq 0$ للعناصر الحرة او الغازات)

تمرين (1 - 11) في الكتاب

احسب التغير في الانتروبي المطلقة ΔS_r° للتفاعل التالي عند الظروف القياسية $25\ C^\circ$ وضغط 1 atm

$$2Fe_2O_{3\,(s)} \longleftarrow 3O_{2\,(g)} + 4Fe_{(s)}$$

اذا علمت ان :

$S^\circ(Fe_2O_3) = 87\ J/K.mol$ ، $S^\circ(O_2) = 205\ J/K.mol$ ، $S^\circ(Fe) = 27\ J/K.mol$

الجواب

$$4Fe_{(s)} + 3O_{2\,(g)} \longrightarrow 2Fe_2O_{3\,(s)}$$

$$\Delta S_r^\circ = \sum n S^\circ_{(P)} - \sum n S^\circ_{(R)}$$

$$\Delta S_r^\circ = [2 \times S^\circ_{(Fe_2O_3)}] - [4 \times S^\circ_{(Fe)} + 3 \times S^\circ_{(O_2)}]$$

$$\Delta S_r^\circ = [2 \times 87\ J/K.mol] - [(4 \times 27\ J/K.mol) + (3 \times 205\ J/K.mol)]$$

$$\Delta S_r^\circ = [174\ J/K.mol] - [108\ J/K.mol + 615\ J/K.mol]$$

$$\Delta S_r^\circ = 174\ J/K.mol - 723\ J/K.mol$$

$$\Delta S_r^\circ = -549\ (J/K.mol)$$

سؤال (1 - 26) في الكتاب

احسب ΔS_r° للتفاعل الاتي عند درجة حرارة $25\ C^\circ$ وضغط 1 atm .

$$N_{2\,(g)} + 3H_{2\,(l)} \rightarrow 2NH_{3\,(g)}$$

اذا علمت ان :

$S^\circ(NH_3) = 193\ J/K.mol$ ، $S^\circ(N_2) = 192\ J/K.mol$ ، $S^\circ(H_2) = 131\ J/K.mol$

الجواب

$$N_{2\,(g)} + 3H_{2\,(g)} \longrightarrow 2NH_{3\,(g)}$$

$$\Delta S_r^\circ = \sum n S^\circ_{(P)} - \sum n S^\circ_{(R)}$$

$$\Delta S_r^\circ = [2 \times S^\circ_{(NH_3)}] - [S^\circ_{(N_2)} + 3 \times S^\circ_{(H_2)}]$$

$$\Delta S_r^\circ = [2 \times 193\ (J/K.mol)] - [192\ (J/K.mol) + 3 \times 131\ (J/K.mol)]$$

$$\Delta S_r^\circ = [386\ (J/K.mol)] - [192\ (J/K.mol) + 393\ (J/K.mol)]$$

$$\Delta S_r^\circ = 386\ (J/K.mol) - 585\ (J/K.mol) = -199\ (J/K.mol)$$

سؤال (1 - 31) في الكتاب

احسب ΔS_r° للتفاعل الاتي عند درجة حرارة $25\,C^\circ$ وضغط 1 atm .

$$SiH_{4\,(g)} + 2O_{2\,(g)} \rightarrow SiO_{2\,(g)} + 2H_2O_{(l)}$$

اذا اعطيت المعلومات الاتية : $S^\circ(SiH_4) = 206\ J/K.mol$ ، $S^\circ(O_2) = 205\ J/K.mol$

$S^\circ(SiO_2) = 42\ J/K.mol$ ، $S^\circ(H_2O) = 70\ J/K.mol$

الجواب

$$SiH_{4\,(g)} + 2O_{2\,(g)} \longrightarrow SiO_{2\,(s)} + 2H_2O_{(l)}$$

$$\Delta S_r^\circ = \sum n\,S^\circ_{(P)} - \sum n\,S^\circ_{(R)}$$

$$\Delta S_r^\circ = [\,S^\circ_{(SiO_2)} + 2 \times S^\circ_{(H_2O)}\,] - [\,S^\circ_{(SiH_4)} + 2 \times S^\circ_{(O_2)}\,]$$

$$\Delta S_r^\circ = [\,42\,(J/K.mol) + 2 \times 70\,(J/K.mol)\,] - [\,206\,(J/K.mol) + 2 \times 205\,(J/K.mol)\,]$$

$$\Delta S_r^\circ = [\,42\,(J/K.mol) + 140\,(J/K.mol)\,] - [\,206\,(J/K.mol) + 410\,(J/K.mol)\,]$$

$$\Delta S_r^\circ = 182\,(J/K.mol) - 616\,(J/K.mol)$$

$$\Delta S_r^\circ = -\,434\,(J/K.mol)$$

سؤال (1 - 32) في الكتاب

اذا علمت ان قيمة ΔS_r° للتفاعل التالي تساوي J / K.mol 137 عند درجة حرارة $25\ C^\circ$ وضغط 1 atm ، وان قيم $S^\circ(O_2) = 205\ J / K.mol$ ، فما قيمة S° للاوزون O_3 .

$$2O_{3\,(g)} \rightarrow 3O_{2\,(g)}$$

الجواب

$$2O_{3\,(g)} \longrightarrow 3O_{2\,(g)}$$

$$\Delta S_r^\circ = \sum n S^\circ_{(P)} - \sum n S^\circ_{(R)}$$

$$\Delta S_r^\circ = [\ 3 \times S^\circ_{(O_2)}\ ] - [\ 2 \times S^\circ_{(O_3)}\ ]$$

$$137\ (J/K.mol) = [\ 3 \times 205\ (J/K.mol)\ ] - [\ 2 \times S^\circ_{(O_3)}\ ]$$

$$137\ (J/K.mol) = 615\ (J/K.mol) - 2 \times S^\circ_{(O_3)}$$

$$2 \times S^\circ_{(O_3)} = 615\ (J/K.mol) - 137\ (J/K.mol) = 478\ (J/K.mol)$$

$$S^\circ_{(O_3)} = \frac{478\ (J/K.mol)}{2}$$

$$S^\circ_{(O_3)} = 239\ (J/K.mol)$$

طاقة كبس الحرة :

هي دالة حالة ثرمو ديناميكية تبين تلقائية العمليات الفيزيائية او الكيميائية وتمثل الطاقة العظمى التي يمكن الحصول عليها من قياس التغير في الانثالبـــي والانتروبي .

طاقة كبس الحرة بثبوت الضغط ودرجة الحرارة $\Delta G = \Delta H - T\,\Delta S$

حيث ΔG طاقة كبس (التغير في طاقة كبس الحرة) وتقاس بوحدة (KJ / mol)

ΔH انثالبي التفاعل

ΔS انتروبي التفاعل

T درجة الحرارة تقاس بـ (K)

ملاحظة

طاقة كبس الحرة (ΔG) تحدد تلقائية التفاعل كالاتي :

1- اذا كانت $\Delta G < 0$ اي ($\Delta G = -$) فان التفاعل الكيميائي او التغير الفيزيائي يجري بشكل تلقائي .

2- اذا كانت $\Delta G > 0$ اي ($\Delta G = +$) فان التفاعل الكيميائي او التغير الفيزيائي غير تلقائي .

3- اذا كانت $\Delta G = 0$ فان التفاعل الكيميائي او التغير الفيزيائي في حالة اتزان .

طاقة كبس الحرة القياسية للتفاعل :

هي التغير في الطاقة الحرة للتفاعل عندما يجري التفاعل تحت الظروف القياسية درجة حرارة $25\ C^{\circ}$ و ضغط $1\ atm$ ويرمز لها بالرمز (ΔG°_{r}) .

يمكن ايجاد قيمة طاقة كبس الحرة القياسية للتفاعل (ΔG°_{r}) من قيم الطاقات الحرة القياسية للتكوين (ΔG°_{f}) باستخدام العلاقة الاتية :

$$\Delta G^{\circ}_{r} = \sum n\, \Delta G^{\circ}_{f\,(P)} - \sum n\, \Delta G^{\circ}_{f\,(R)}$$

حيث ΔG°_{r} الطاقة الحرة القياسية للتفاعل وتقاس (KJ / mol)

$\sum$ تعني مجموع

n عدد مولات المواد المتفاعلة والناتجة (من المعادلة الكيميائية الموزونة)

$\Delta G^{\circ}_{f\,(P)}$ الطاقة الحرة القياسية للتكوين للنواتج و تقاس (KJ / mol)

$\Delta G^{\circ}_{f\,(R)}$ الطاقة الحرة القياسية للتكوين للمتفاعلات و تقاس (KJ / mol)

الطاقة الحرة القياسية للتكوين :

هي مقدار التغير في الطاقة الحرة عند تكوين مول واحد من المركب من عناصره الاولية وباثبت صورة في الظروف القياسية درجة حرارة $25\ C^{\circ}$ و ضغط 1 atm ويرمز لها بالرمز (ΔG°_{f}) .

ملاحظة
قيم الطاقة الحرة القياسية للتكوين للعناصر الحرة باثبت صورة وبعض الغازات = صفر
($\Delta G^{\circ}_{f} = 0$ للعناصر الحرة و بعض الغازات في الظروف القاسية)

ملاحظة
اذا كان المتكون من عناصره الاولية الاساسية باثبت صورها وفي الظروف القياسية فيمكن ايجاد الطاقة الحرة القياسية للتفاعل ΔG°_{r} من العلاقة الاتية :

$$\Delta G^{\circ}_{r} = n \times \Delta G^{\circ}_{f}$$

حيث الـ n عدد مولات المادة الناتجة

تمرين (1 - 12) في الكتاب

جد قيمة ΔG°_{r} للتفاعل التالي عند الظروف القياسية $25\ C^{\circ}$ وضغط 1 atm . بين هل التفاعل يحدث تلقائياً ام لا يحدث ؟ $2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$ اذا علمت ان :

$\Delta G^{\circ}_{f}(NO) = 87\ KJ/mol$ ، $\Delta G^{\circ}_{f}(NO_2) = 52\ KJ/mol$

الجواب

$$2NO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2NO_{2(g)}$$

$$\Delta G_r^{\circ} = \sum n\,\Delta G_f^{\circ}{}_{(P)} - \sum n\,\Delta G_f^{\circ}{}_{(R)}$$

$$\Delta G_r^{\circ} = [\ 2 \times \Delta G_f^{\circ}{}_{(NO_2)}\ ] - [\ (\ 2 \times \Delta G_f^{\circ}{}_{(NO)}\ ) + \Delta G_f^{\circ}{}_{(O_2)}\ ]$$

$$\Delta G_r^{\circ} = [\ 2 \times 52\ KJ/mol\ ] - [\ (\ 2 \times 87\ KJ/mol\ ) + 0\ KJ/mol\ ]$$

$$\Delta G_r^{\circ} = 104\ KJ/mol - 174\ KJ/mol$$

$$\Delta G_r^{\circ} = -70\ (KJ/mol)$$

التفاعل يحدث بشكل تلقائي لان قيمة ΔG_r° سالبة

ملاحظة

يمكن ايجاد الطاقة الحرة القياسي للتفاعل ΔG_r° من علاقة كبس اذا تم قياس ΔH_r° و ΔS_r° للتفاعل عند الظروف القياسية (درجة حرارة $25\ C^\circ$ و ضغط $1\ atm$) بالصورة الاتية :

$$\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T\,\Delta S_r^\circ$$

حيث ΔG_r° الطاقة الحرة القياسية للتفاعل وتقاس بوحدة (KJ / mol)

ΔH_r° انثالبي التفاعل القياسي

ΔS_r° انتروبي التفاعل القياسية

T درجة الحرارة المطلقة تقاس بـ (K)

تمرين (1 - 13) في الكتاب

احسب ΔG_r° للتفاعل التالي عند الظروف القياسية $25\ C^\circ$ وضغط $1\ atm$.

$$C_5H_{12\,(l)} + 8O_{2\,(g)} \rightarrow 5CO_{2\,(g)} + 6H_2O_{(l)}$$

حيث تم حساب ΔH_r° للتفاعل من قيم انثالبي التكوين القياسية وكانت تساوي $\Delta H_r^\circ = -3536\ KJ/mol$

وكذلك تم حساب ΔS_r° وكانت تساوي $\Delta S_r^\circ = 374\ J/K.mol$.

الجواب

نحول وحدة الانتروبي من (J /K.mol) الى (KJ / K.mol) :

$$\Delta S_r^\circ = \frac{374}{1000}$$

$$\Delta S_r^\circ = 0.374\ (KJ/K.mol)$$

$$T(K) = t(C^\circ) + 273$$

$$T = 25 + 273 = 298\ K$$

$$\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T\,\Delta S_r^\circ$$

$$\Delta G_r^\circ = -3536\ KJ/mol - 298\ K \times 0.374\ KJ/K.mol$$

$$\Delta G_r^\circ = -3536\ KJ/mol - 111.45\ KJ/mol$$

$$\Delta G_r^\circ = -3647.45\ (KJ/mol)$$

تمرين (1 - 14) في الكتاب

اذا كان لدينا التفاعل الاتي : $HCOOH_{(l)} \rightarrow CO_{(g)} + H_2O_{(l)}$ فاذا كانت قيمة ΔH_r° للتفاعل تساوي 16 KJ / mol والتغير في الانتروبي ΔS_r° يساوي 234 J / K.mol . احسب قيمة التغير في الطاقة الحرة القياسية للتفاعل عند الظروف القاسية 25 C° وضغط 1 atm . وهل التفاعل تلقائي ام لا ؟

الجواب

نحول وحدة الانتروبي من (J / K.mol) الى (KJ / K.mol) :

$$\Delta S_r^{\circ} = \frac{234}{1000} = 0.234 \ (KJ / K.mol)$$

$$T (K) = t (C^{\circ}) + 273$$

$$T = 25 + 273 = 298 \ K$$

$$\Delta G_r^{\circ} = \Delta H_r^{\circ} - T \Delta S_r^{\circ}$$

$$\Delta G_r^{\circ} = 16 \ KJ / mol - 298 \ \not{K} \times 0.234 \ KJ / \not{K}.mol$$

$$\Delta G_r^{\circ} = 16 \ KJ / mol - 69.73 \ KJ / mol$$

$$\Delta G_r^{\circ} = - 53.73 \ (KJ / mol)$$

التفاعل تلقائي لان قيمة ΔG_r° سالبة

تمرين (1 - 17) في الكتاب

التفاعل الغازي $2NO_2 \rightarrow N_2 + 2O_2$ احسب :

1 - ΔG_r° مبيناً هل يحدث التفاعل ام لا ولماذا ؟
2- ΔH_r° مبيناً هل التفاعل ماص للحرارة ام باعث للحراة ولماذا ؟
3- ΔS_r° مبيناً هل التفاعل يتحول الى حالة اكثر انتظاماً ام اقل انتظاماً ولماذا ؟

علماً بأن ΔG_f° و ΔH_f° لـ NO_2 هي على التوالي مقاسة بوحدات (43 , 52) KJ / mol .

الجواب

أ - حساب ΔG_r° :

$$\Delta G_r^\circ = \sum n\,\Delta G_f^\circ{}_{(P)} - \sum n\,\Delta G_f^\circ{}_{(R)}$$
$$\Delta G_r^\circ = [\ 2 \times \Delta G_f^\circ{}_{(NO_2)}\ ] - [\ (1 \times \Delta G_f^\circ{}_{(N_2)}) + (2 \times \Delta G_f^\circ{}_{(O_2)})\ ]$$
$$\Delta G_r^\circ = [\ 2 \times 52\ ] - [\ 0 + 0\ ]$$
$$\Delta G_r^\circ = 104 \ KJ/mol$$

التفاعل غير تلقائي ، لان قيمة ΔG_r° موجبة

ب - حساب ΔH_r° :

$$\Delta H_r^\circ = \sum n\,\Delta H_f^\circ{}_{(P)} - \sum n\,\Delta H_f^\circ{}_{(R)}$$
$$\Delta H_r^\circ = [\ 2 \times \Delta H_f^\circ{}_{(NO_2)}\ ] - [\ (1 \times \Delta H_f^\circ{}_{(N_2)}) + (2 \times \Delta H_f^\circ{}_{(O_2)})\ ]$$
$$\Delta H_r^\circ = [\ 2 \times 43\ ] - [\ 0 + 0\ ]$$
$$\Delta H_r^\circ = 86 \ KJ/mol$$

التفاعل ماص للحرارة ، لان قيمة ΔH_r° موجبة

ج - حساب ΔS_r° :

$$T(K) = t(C^\circ) + 273$$
$$T = 25 + 273 = 298 \ K$$

$$\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T\,\Delta S_r^\circ$$
$$104 = 86 - 298\,\Delta S_r^\circ$$
$$298\,\Delta S_r^\circ = 86 - 104 \ \rightarrow \ 298\,\Delta S_r^\circ = -18 \ \rightarrow \ \Delta S_r^\circ = \frac{-18}{298}$$
$$\Delta S_r^\circ = -0.064\ (KJ / K.mol) = -0.06 \times 1000 = -60.4\ (J / K.mol)$$

التفاعل يتحول الى حالة اكثر انتظام بسبب نقصان العشوائية لان قيمة ΔS_r° سالبة

سؤال (1 - 7) في الكتاب

للتحول $H_2O_{(l)} \rightarrow H_2O_{(s)}$ وجد ان $\Delta H = 6\ KJ$ و $\Delta S = 22\ J/K.mol$ بين ذلك رياضياً مع ذكر السبب في اي درجة حرارية من الدرجات الاتية يكون تحول الجليد الى سائل تلقائياً (250 K ام 300 K)

الجواب

<u>نحسب طاقة كبس عند درجة 250 K كلاتي :</u>

نحول وحدة الانتروبي من (J / K.mol) الى (KJ / K.mol) :

$$\Delta S = \frac{22}{1000} = 0.022\ (KJ / K.mol)$$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta G = 6 - 250 \times 0.022$$

$$\Delta G = 6 - 5.5$$

$$\Delta G = +0.5\ (KJ / mol)$$

التحول غير تلقائي عند درجة 250 K لان ΔG تكون عندها موجبة

<u>نحسب طاقة كبس عند درجة 300 K كلاتي :</u>

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta G = 6 - 300 \times 0.022$$

$$\Delta G = 6 - 6.6$$

$$\Delta G = -0.4\ (KJ / mol)$$

التحول تلقائي عند درجة 300 K لان ΔG تكون عندها سالبة

سؤال (1 - 14) في الكتاب

التفاعلات الاتية عند 25C°

$CCl_{4\,(l)} + H_{2\,(g)} \rightarrow HCl_{(g)} + CHCl_{3\,(l)}$ $\Delta H_r^\circ = -91.34\ KJ$ و $\Delta G_r^\circ = -103.72\ KJ$

$3Fe_2O_3 \rightarrow 2Fe_3O_4 + \frac{1}{2}O_2$ $\Delta H_r^\circ = 235.8\ KJ$ و $\Delta G_r^\circ = 195.7\ KJ$

على فرض ان ΔH_r° و ΔS_r° لكلا التفاعلين لا تتغير عند تغير درجة الحرارة جد

أ - ΔG_r° للتفاعل الاول عند 6C° .

ب - ΔG_r° للتفاعل الثاني عند 1000K .

الجواب

أ - نحسب ΔG_r° للتفاعل الاول عند 65C° :

نحسب ΔS_r° عند 25 C° كلاتي :

$T(K) = t(C^\circ) + 273$

$T = 25 + 273 = 298\ K$

$\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T\Delta S_r^\circ$

$-103.72 = -91.34 - 298\ \Delta S_r^\circ$

$298\ \Delta S_r^\circ = -91.34 + 103.72$ → $298\ \Delta S_r^\circ = 12.38$

$\Delta S_r^\circ = \frac{12.38}{298}$ → $\Delta S_r^\circ = 0.041\ (KJ / K.mol)$

نحسب ΔG للتفاعل عند 65C° ، حيث ΔH و ΔS لا تتغير بتغير درجة الحرارة :

$T(K) = t(C^\circ) + 273$

$T = 65 + 273 = 338\ K$

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

$\Delta G = -91.34 - 338 \times 0.041$

$\Delta G = -91.34 - 13.85 = 105.19$

$\Delta G \approx -105\ KJ$

تكملة الحل

تكملة حل سؤال (1 - 14)

<u>ب - نحسب ΔG_r° للتفاعل الثاني عند 1000 K :</u>

نحسب ΔS_r° عند 25 C° كلاتي :

$$T(K) = t(C^\circ) + 273$$

$$T = 25 + 273 = 298\ K$$

$$\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T\Delta S_r^\circ$$

$$195.7 = 235.8 - 298\ \Delta S_r^\circ$$

$$298\ \Delta S_r^\circ = 235.8 - 195.7 \rightarrow 298\ \Delta S_r^\circ = 40.1$$

$$\Delta S_r^\circ = \frac{40.1}{298} \rightarrow \Delta S_r^\circ = 0.134\ (KJ / K.mol)$$

نحسب ΔG للتفاعل عند 1000 K ، حيث ΔH و ΔS لا تتغير بتغير درجة الحرارة :

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta G = 235.8 - 1000 \times 0.134$$

$$\Delta G = 235.8 - 134 = 101.8$$

$$\Delta G \approx 102\ KJ$$

سؤال (1 - 15) في الكتاب

للتفاعل $3O_2 \rightarrow 2O_3$ عند $25C^\circ$ وضغط 1 atm قيمة S° لـ O_2 = 205 J/K.mol و S° لـ O_3 = 239 J/K.mol و ΔG_f° لـ O_3 = 163 KJ/mol احسب ΔH_f° لـ O_3 .

الجواب

$$\Delta G_r^\circ = \sum n\,\Delta G_f^\circ{}_{(P)} - \sum n\,\Delta G_f^\circ{}_{(R)}$$

$$\Delta G_r^\circ = [\ 2 \times \Delta G_f^\circ{}_{(O_3)}\ ] - [\ 3 \times \Delta G_f^\circ{}_{(O_2)}\ ]$$

$$\Delta G_r^\circ = [\ 2 \times 163\ ] - [\ 3 \times 0\ ]$$

$$\Delta G_r^\circ = 326\ \text{KJ/mol}$$

$$\Delta S_r^\circ = \sum n\,S^\circ{}_{(P)} - \sum n\,S^\circ{}_{(R)}$$

$$\Delta S_r^\circ = [\ 2 \times S^\circ{}_{(O_3)}\ ] - [\ 3 \times S^\circ{}_{(O_2)}\ ]$$

$$\Delta S_r^\circ = [\ 2 \times 239\ ] - [\ 3 \times 205\ ]$$

$$\Delta S_r^\circ = 478 - 615$$

$$\Delta S_r^\circ = -137\ \text{J/K.mol}$$

نحول وحدة الانتروبي من (J / K.mol) الى (KJ / K.mol) :

$$\Delta S_r^\circ = \frac{-137}{1000} = -0.137\ (\text{KJ / K.mol})$$

$$T(K) = t(C^\circ) + 273$$

$$T = 25 + 273 = 298\ K$$

$$\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T\,\Delta S_r^\circ$$

$$326 = \Delta H_r^\circ - 298 \times (-0.137)$$

$$326 = \Delta H_r^\circ + 40.82$$

$$\Delta H_r^\circ = 326 - 40.82$$

$$\Delta H_r^\circ = 285.18\ \text{KJ/mol}$$

$$\Delta H_r^\circ = \sum n\,\Delta H_f^\circ{}_{(P)} - \sum n\,\Delta H_f^\circ{}_{(R)}$$

$$\Delta H_r^\circ = [\ 2 \times \Delta H_f^\circ{}_{(O_3)}\ ] - [\ 3 \times \Delta H_f^\circ{}_{(3_2)}\ ]$$

$$285.18 = [\ 2 \times \Delta H_f^\circ{}_{(O_3)}\ ] - [\ 2 \times 0\ ]$$

$$285.18 = [\ 2 \times \Delta H_f^\circ{}_{(O_3)}\ ]$$

$$\Delta H_f^\circ{}_{(O_3)} = \frac{258.18}{2} = 142.59$$

$$\Delta H_f^\circ{}_{(O_3)} \approx 142.6\ \text{KJ/mol}$$

سؤال (1 - 15) في الكتاب

جد قيمة ΔG_r° للتفاعل $2CO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)}$ الذي يجري بالظروف القياسية اذا اعطيت المعلومات الاتية : $\Delta H_f^\circ (CO_2) = -393.5$ KJ/mol ، $\Delta H_f^\circ (CO) = -110.5$ KJ/mol

$S^\circ (CO_2) = 214$ J/K.mol ، $S^\circ (CO) = 198$ J/K.mo ، $S^\circ (O_2) = 205$ J/K.mol

الجواب

$$\Delta H_r^\circ = \sum n \Delta H_f^\circ{}_{(P)} - \sum n \Delta H_f^\circ{}_{(R)}$$

$$\Delta H_r^\circ = [\, 2 \times \Delta H_f^\circ{}_{(CO_2)} \,] - [\, 2 \times \Delta H_f^\circ{}_{(CO)} + \Delta H_f^\circ{}_{(O_2)} \,]$$

$$\Delta H_r^\circ = [\, 2 \times (-393.5) \,] - [\, 2 \times (-110.5) + 0 \,]$$

$$\Delta H_r^\circ = -787 + 221$$

$$\Delta H_r^\circ = -566 \text{ KJ}$$

$$\Delta S_r^\circ = \sum n S^\circ{}_{(P)} - \sum n S^\circ{}_{(R)}$$

$$\Delta S_r^\circ = [\, 2 \times S^\circ{}_{(CO_2)} \,] - [\, 2 \times S^\circ{}_{(CO)} + S^\circ{}_{(O_2)} \,]$$

$$\Delta S_r^\circ = [\, 2 \times 214 \,] - [\, 2 \times 198 + 205 \,]$$

$$\Delta S_r^\circ = [\, 428 \,] - [\, 396 + 205 \,]$$

$$\Delta S_r^\circ = 428 - 601 = -173 \text{ (J/K.mol)}$$

$$\Delta S_r^\circ = \frac{-173}{1000} = -0.173 \text{ (KJ/K.mol)}$$

(نحول وحدة ΔS_r° من (J/K.mol) الى (KJ/K.mol)

$$T(K) = t(C^\circ) + 273$$

$$T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T \Delta S_r^\circ$$

$$\Delta G_r^\circ = -566 - [\, 298 \times (-0.173) \,]$$

$$\Delta G_r^\circ = -566 + 51.55$$

$$\Delta G_r^\circ = -514.4 \text{ KJ}$$

سؤال (1 - 30) في الكتاب

للتفاعل $2H_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \rightarrow 2H_2O_{(g)}$ احسب قيمة ΔS_r° للتفاعل بوحدات J/K.mol علماً بان :

$\Delta H_f^\circ (H_2O) = -242$ KJ/mol ، $\Delta G_f^\circ (H_2O) = -228$ KJ/mol

الجواب

$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$$

$T(K) = t(C^\circ) + 273$

$T = 25 + 273 = 298$ K

$\Delta H_r^\circ = n\ \Delta H_{f\,(H_2O)}^\circ$

$\Delta H_r^\circ = 2(-242)$

$\Delta H_r^\circ = -484$ KJ

$\Delta G_r^\circ = n\ \Delta G_{f\,(H_2O)}^\circ$

$\Delta G_r^\circ = 2(-228)$

$\Delta G_r^\circ = -456$ KJ

$\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T\Delta S_r^\circ$

$-456 = -484 - 298\ \Delta S_r^\circ$

$-456 + 484 = -298\ \Delta S_r^\circ$ ⟹ $28 = -298\ \Delta S_r^\circ$

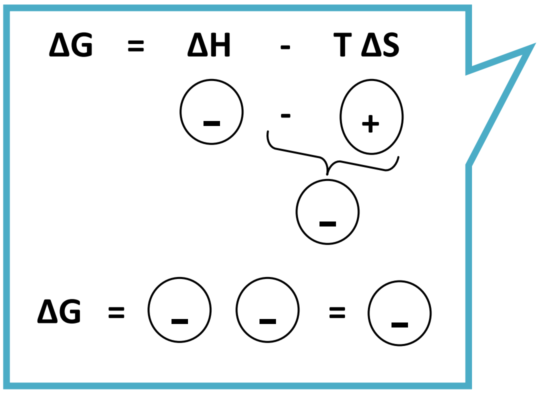
$\Delta S_r^\circ = \frac{-28}{298} = -0.094$ (KJ / K.mol)

$\Delta S_r^\circ = -0.094 \times 1000 = -94$ (J / K.mol)

تطبيقات معادلة كبس واتجاه سير التفاعل الكيميائي

العوامل التي تؤثر على إشارة ΔG في علاقة كبس $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$:

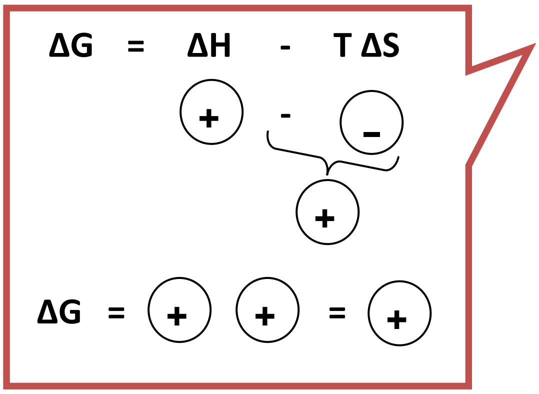
1 – اذا كانت $\Delta H = -$ و $\Delta S = +$ فان قيمة $\Delta G = -$



التفاعل تلقائي في جميع درجات الحرارة

((لا تاثير لدرجة الحرارة على تلقائية التفاعل))

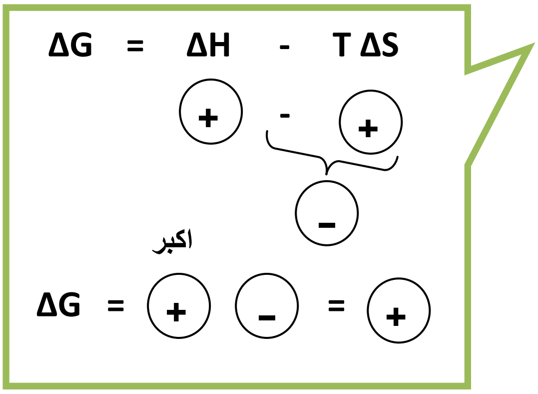
2 – اذا كانت $\Delta H = +$ و $\Delta S = -$ فان قيمة $\Delta G = +$



التفاعل غير تلقائي في جميع درجات الحرارة

((لا تاثير لدرجة الحرارة على تلقائية التفاعل))

3 – اذا كانت $\Delta H = +$ و $\Delta S = +$ هناك احتمالين لقيمة ΔG :



أ – اذا كانت $\Delta H > T\Delta S$ يكون التفاعل غير تلقائي ($\Delta G = +$) [عند درجات الحرارة المنخفضة]

ب – اذا كانت $\Delta H < T\Delta S$ يكون التفاعل

تلقاي ($\Delta G = -$) [عند درجات الحرارة العالية]

(اي برفع درجة الحرارة يتحول التفاعل الى تلقائي)

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

$(+) - (+) \rightarrow (-)$

اكبر

$\Delta G = (+)\ (-) = (-)$

---

4 – اذا كانت $\Delta H = -$ و $\Delta S = -$ هناك احتمالين لقيمة ΔG :

أ – اذا كانت $T\Delta S < \Delta H$ يكون التفاعل

تلقاي ($\Delta G = -$) [عند درجات الحرارة المنخفضة]

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

$(-) - (-) \rightarrow (+)$

اكبر

$\Delta G = (-)\ (+) = (-)$

ب – اذا كانت $\Delta H < T\Delta S$ يكون التفاعل

غير تلقاي ($\Delta G = +$) [عند درجات الحرارة العالية]

(اي برفع درجة الحرارة يتحول التفاعل الى غير تلقائي)

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

$(-) - (-) \rightarrow (+)$

اكبر

$\Delta G = (-)\ (+) = (+)$

سؤال (1 – 37) علل ما يأتي على ضوء علاقة كبس

وزاري 2013 (الدور الثالث) ،،
وزاري 2014 الدور الثاني / الخاص

1 – عملية انصهار الجليد تلقائية بالظروف الاعتيادية ؟

الجواب

العملية تلقائية $\Delta G = -$

العملية ماصة للحرارة $\Delta H = +$

يرافق العملية زيادة في الانتروبية $\Delta S = +$

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

$\Delta G = (+) - (+)$ ← $(-)$

$\Delta G = (+)\ (-)$

لكي يكون التفاعل تلقائي على ضوء علاقة كبس (اي تكون ΔG سالبة) ، يجب ان يكون

$T\Delta S^{-} > \Delta H^{+}$

وزاري 2013 الدور الاول
وزاري 2014 الدور الثالث

2 – لا يتحلل الماء الى عناصره الاولية بالظروف الاعتيادية ؟

الجواب

العملية غير تلقائية $\Delta G = +$

العملية ماصة للحرارة $\Delta H = +$

يرافق العملية زيادة في الانتروبية $\Delta S = +$

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

$\Delta G = (+) - (+)$ ← $(-)$

$\Delta G = (+)\ (-)$

لكي يكون التفاعل غير تلقائي على ضوء علاقة كبس (اي تكون ΔG موجبة) ، يجب ان يكون

$\Delta H^{+} > T\Delta S^{-}$

3 – يذوب غاز ثنائي اوكسيد الكبريت في الماء تلقائياً ويبعث حرارة اثناء عملية ذوبانه ؟

الجواب

العملية تلقائية $\Delta G = -$

العملية باعثة للحرارة $\Delta H = -$

يرافق العملية نقصان في الانتروبية $\Delta S = -$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta G = (-) - (-)$$

$$(+)$$

$$\Delta G = (-)\ (+)$$

لكي يكون التفاعل تلقائي على ضوء علاقة كبس (اي تكون ΔG سالبة) ، يجب ان يكون

$$\Delta H^{-} > T\Delta S^{+}$$

---

4 – لا تتفكك كاربونات الكالسيوم بدرجات الحرارة الاعتيادية ؟

الجواب

العملية غير تلقائية $\Delta G = +$

العملية ماصة للحرارة $\Delta H = +$

يرافق العملية زيادة في الانتروبية $\Delta S = +$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta G = (+) - (+)$$

$$(-)$$

$$\Delta G = (+)\ (-)$$

لكي يكون التفاعل غير تلقائي على ضوء علاقة كبس (اي تكون ΔG موجبة) ، يجب ان يكون

$$\Delta H^{+} > T\Delta S^{-}$$

5 – تفكك اوكسيد الزئبق II يكون تلقائي دائماً عند درجات الحرارة العالية ؟

الجواب

العملية تلقائية $\Delta G = -$

العملية ماصة للحرارة $\Delta H = +$

يرافق العملية زيادة في الانتروبية $\Delta S = +$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta G = (+) - (+)$$

$$\underbrace{-(+)}_{(-)}$$

$$\Delta G = (+)\ (-)$$

لكي يكون التفاعل تلقائي على ضوء علاقة كبس (اي تكون ΔG سالبة) ، يجب ان يكون

$$T\Delta S^{-} > \Delta H^{+}$$

---

6 – ينجمد الماء تلقائياً بدرجات الحرارة المنخفضة جداً وليس بدرجات الحرارة العالية ؟

الجواب

العملية تلقائية $\Delta G = -$

العملية باعثة للحرارة $\Delta H = -$

يرافق العملية نقصان في الانتروبية $\Delta S = -$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta G = (-) - (-)$$

$$\underbrace{-(-)}_{(+)}$$

$$\Delta G = (-)\ (+)$$

لكي يكون التغير تلقائي على ضوء علاقة كبس (اي تكون ΔG سالبة) ، يجب ان يكون

$$\Delta H^{-} > T\Delta S^{+}$$

---

7 – يتحلل الاوزون الى اوكسجين تلقائياً عند درجات الحرارة جميعها ؟

الجواب

العملية تلقائية $\Delta G = -$

العملية باعثة للحرارة $\Delta H = -$

يرافق العملية نقصان في الانتروبية $\Delta S = +$

$$\Delta G = \Delta H - T\,\Delta S$$

$$\Delta G = (-) - (+)$$

$$\Delta G = (-)\ (-)$$

$$\Delta G_r = -$$

ΔG دائماً سالبة اي العملية تلقائية عند درجات الحرارة جميعها

<u>توضيح غير مطلوب :</u>

معادلة تحلل الاوزون هي : $2O_{3\,(g)} \rightarrow 3O_{2\,(g)}$

2 mol → 3mol

التفاعل متجانس تحول من غاز الى غاز ، لذا يمكن تحديد اشارة الانتروبي من عدد مولات المتفاعلات والنواتج ، حيث نلاحظ ان مولات النواتج اكبر من مولات المتفاعلات لذلك فان العملية يرافقها زيادة بالانتروبي اي ΔS **موجبة**

ملاحظة

اذا ذكر بالتعليل التفاعل (تلقائي او غير تلقائي) **في جميع درجات الحرارة** دون ان يبين اشارة الانثالبي ، عندها يمكن تحديد اشارة الانثالبي ΔH من اشارة الانتروبي حيث تكون اشارة ΔH **مختلفة** عن اشارة ΔS هذه الحالة فقط اذا ذكر بالتعليل عبارة **في جميع درجات الحرارة**

(كما في التعليل (7) اعلاه)

8 – تتفاعل الامونيا مع غاز كلوريد الهيدروجين عند درجات الحرارة الاعتيادية ؟

الجواب

العملية تلقائية $\Delta G = -$

العملية باعثة للحرارة $\Delta H = -$

يرافق العملية نقصان في الانتروبية $\Delta S = -$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta G = (-) - (-)$$

$$(+)$$

$$\Delta G = (-)\ (+)$$

لكي يكون التفاعل تلقائي على ضوء علاقة كبس (اي تكون ΔG سالبة) ، يجب ان يكون

$$\Delta H^{-} > T\Delta S^{+}$$

تمهيدي 2014

ذوبان ملح الطعام في الماء عملية تلقائية وهي ماصة للحرارة ، علل ذلك في ضوء علاقة كَبس ؟

الجواب

العملية تلقائية $\Delta G = -$

العملية ماصة للحرارة $\Delta H = +$

يرافق العملية زيادة في الانتروبي $\Delta S = +$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta G = (+) - (+)$$

$$(-)$$

$$\Delta G = (+)\ (-)$$

لكي يكون التفاعل تلقائي على ضوء علاقة كَبس (اي تكون ΔG سالبة) ، يجب ان يكون

$$T\Delta S^{-} > \Delta H^{+}$$

وزاري 2014 الدور الاول

عملية انجماد الماء غير تلقائية في الظروف الاعتيادية ، وضح ذلك وفق علاقة كَبس ؟

الجواب /

العملية غير تلقائية $\Delta G = +$

العملية باعثة للحرارة $\Delta H = -$

يرافق العملية نقصان في الانتروبي $\Delta S = -$

$$\Delta G = \Delta H - T\,\Delta S$$

$$\Delta G = (-) - (-)$$

$$- (-) = (+)$$

$$\Delta G = (-)\ (+)$$

لكي يكون التغيير غير تلقائي على ضوء علاقة كَبس (اي تكون ΔG موجبة) ، يجب ان يكون

$$T\,\Delta S^{+} > \Delta H^{-}$$

سؤال (1 - 23) في الكتاب

تتفكك كاربونات الكالسيوم حسب المعادلة الاتية : $CaCO_{3\,(S)} \rightarrow CaO_{(S)} + CO_{2\,(g)}$ قيمة ΔS_r° للتفاعل 160 J/K.mol فاذا علمت ان ΔH_f° لكل من CO_2 ، CaO ، $CaCO_3$ هي على التوالي بوحدات KJ/mol (-393.5 , -635 , -1207) جد : (1) ΔH_r° للتفاعل ثم ارسم مخطط الطاقة . (2) ΔG_r° للتفاعل . (3) درجة الحرارة التي سيصبح عندها التفاعل تلقائي .

الجواب

(1) حساب ΔH_r° :

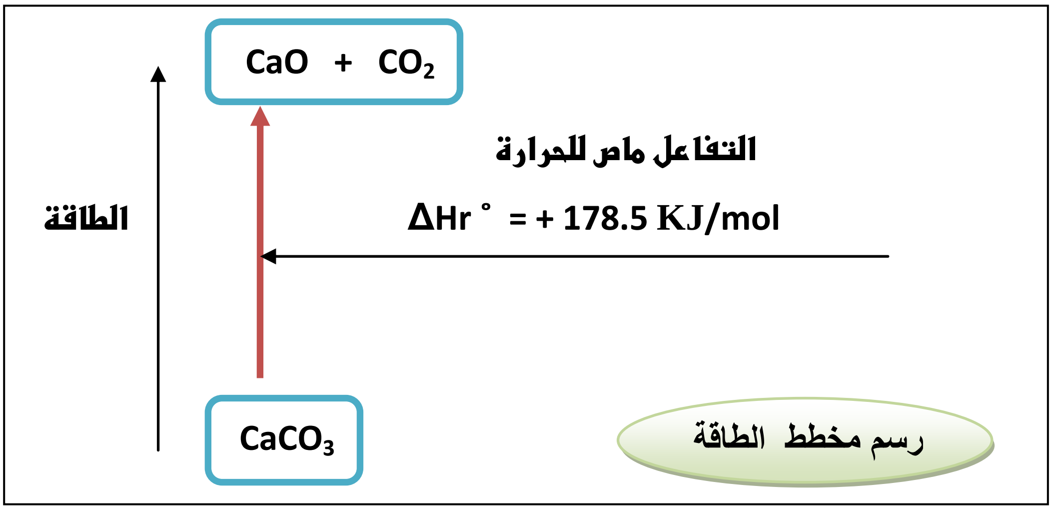
$$\Delta H_r^\circ = \sum n\,\Delta H_f^\circ{}_{(P)} - \sum n\,\Delta H_f^\circ{}_{(R)}$$

$$\Delta H_r^\circ = [\,\Delta H_f^\circ{}_{(CaO)} + \Delta H_f^\circ{}_{(CO_2)}\,] - [\,\Delta H_f^\circ{}_{(CaCO_3)}\,]$$

$$\Delta H_r^\circ = [\,-635 + (-393.5)\,] - [\,-1207\,]$$

$$\Delta H_r^\circ = -1028.5 + 1207$$

$$\Delta H_r^\circ = 178.5 \text{ KJ}$$



(2) حساب ΔG_r° :

(نحول وحدة ΔS_r° من (J/K.mol) الى (KJ/K.mol))

$$\Delta S_r^\circ = \frac{160}{1000} = 0.16 \text{ (KJ/K.mol)}$$

$$\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T\,\Delta S_r^\circ$$

$$\Delta G_r^\circ = 178.5 - (298 \times 0.16)$$

$$\Delta G_r^\circ = 178.5 - 47.68$$

$$\Delta G_r^\circ = 130.82 \text{ KJ}$$

$$T(K) = t(C^\circ) + 273$$
$$T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

(3) ايجاد درجة الحرارة (T) التي يصبح عندها التفاعل تلقائي :

$$\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T\,\Delta S_r^\circ$$

$$\Delta G_r^\circ = (+) - (+)$$

$$(-)$$

$$\Delta G_r^\circ = (+)\ (-)$$

لكي يكون التفاعل تلقائي على ضوء علاقة كبس (اي تكون ΔG_r° سالبة) ، يجب ان يكون

$$T\,\Delta S_r^\circ > \Delta H_r^\circ$$

$$T * 0.16 > 178.5$$

$$T > \frac{178.5}{0.16}$$

$$T > 1115.6\ K$$

لكي يكون التفاعل تلقائي يجب ان تكون T اكبر من 1115.6

سؤال (1 - 35) في الكتاب

جد درجة الحرارة التي ستصبح عندها التفاعلات التالية تلقائية اذا علمت ان قيم ΔH و ΔS لها .

التفاعل : A / $\Delta H = +126$ KJ/mol , $\Delta S = +48$ J/K.mol

التفاعل : B / $\Delta H = -12$ KJ/mol , $\Delta S = -105$ J/K.mol

الجواب

التفاعل (A)

نحول وحدة قياس ΔS_r الى KJ / K.mol :

$$\Delta S = \frac{+48}{1000} = +0.048 \ (KJ / K.mol)$$

$\Delta H = +126 \ (KJ / mol)$

$\Delta S = +0.048 \ (KJ / K.mol)$

ايجاد درجة الحرارة (T) التي يصبح عندها التفاعل تلقائي :

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta G = (+) - (+)$$

$$(+) - (+) = (-)$$

$$\Delta G = (+) \ (-)$$

لكي يكون التفاعل تلقائي على ضوء علاقة كبس (اي تكون ΔG سالبة) ، يجب ان يكون

$$T\Delta S > \Delta H$$

$$T * 0.048 > 126$$

$$T > \frac{126}{0.048}$$

$$T > 2625 \ K$$

لكي يكون التفاعل تلقائي يجب ان تكون درجة الحرارة T اكبر من 2625 K .

التفاعل (B)

نحول وحدة قياس ΔS_r الى KJ / K.mol :

$$\Delta S = \frac{-105}{1000} = -0.105 \ (KJ / K.mol)$$

$\Delta H = -12 \ (KJ / mol)$

$\Delta S = -0.105 \ (KJ / K.mol)$

ايجاد درجة الحرارة (T) التي يصبح عندها التفاعل تلقائي :

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

$\Delta G = (-) - (-)$

$(+)$

$\Delta G = (-) \ (+)$

لكي يكون التفاعل تلقائي على ضوء علاقة كبس (اي تكون ΔG سالبة) ، يجب ان يكون

$\Delta H > T\Delta S$

$-12 > T * (-0.105)$

$\frac{-12}{-0.105} > T$

$114.3 > T$

$T < 114.3 \ K$

لكي يكون التفاعل تلقائي يجب ان تكون درجة الحرارة T اقل من 114.3 K .

سؤال (1 - 36) في الكتاب

من قيم ΔH و ΔS ، تنبأ بأي التفاعلين التاليين يكون التفاعل تلقائياً عند درجة حرارة 25 C° وضغط 1atm .

التفاعل A : / $\Delta H = 11$ KJ/mol , $\Delta S = 30$ J/K.mol

التفاعل B : / $\Delta H = 2$ KJ/mol , $\Delta S = 113$ J/K.mol

اذا لم يكن كل من التفاعلين تلقائياً عند درجة حرارة 25 C° وضغط 1atm ، فباي درجة حرارة قد يكونا تلقائيين

الجواب

التفاعل (A)

$$T(K) = t(C^\circ) + 273 = 25 + 273 = 298\ K$$

نـحول وحدة قياس ΔS_r الى KJ / K.mol :

$$\Delta S_r = \frac{30}{1000} = 0.03\ (KJ / K.mol)$$

$$\Delta G_r = \Delta H_r - T\,\Delta S_r$$

$$\Delta G_r = 11 - (298 \times 0.03) = 11 - 8.94$$

$$\Delta G_r = +2.06\ (KJ / mol)$$

التفاعل غير تلقائي لان قيمة ΔG_r موجبة

التفاعل (A) غير تلقائي ، نـحسب درجة الحرارة التي يصبح عندهـا التفاعل تلقائياً

$$\Delta H = +11\ (KJ / mol)$$

$$\Delta S = +0.03\ (KJ / K.mol)$$

$$\Delta G = \Delta H - T\,\Delta S$$

$$\Delta G = (+) - (+)$$

$$(-)$$

$$\Delta G = (+)\ (-)$$

لكي يكون التفاعل تلقائي على ضوء علاقة كبس (اي تكون ΔG سالبة) ، يجب ان يكون

$$T\,\Delta S > \Delta H$$

$$T * 0.03 > 11$$

$$T > \frac{11}{0.03}$$

$$T > 366.7\ K$$

لكي يكون التفاعل تلقائي يجب ان تكون درجة الحرارة T اكبر من 366.7 K .

التفاعل (B)

نحول وحدة قياس ΔS_r الى KJ / K.mol :

$$\Delta S_r = \frac{113}{1000} = 0.113 \ (KJ / K.mol)$$

$$\Delta G_r = \Delta H_r - T\,\Delta S_r$$

$$\Delta G_r = 2 - (298 \times 0.113) = 2 - 33.67$$

$$\Delta G_r = -31.67 \ (KJ / mol)$$

التفاعل تلقائي لان قيمة ΔG_r سالبة

حساب انتروبي التغيرات الفيزيائية :

تتحول المادة من حالتها الصلبة الى حالتها السائلة بدرجة حرارة تسمى درجة حرارة الانصهار (T_m) ، وتتحول من المادة من حالتها السائلة الى حالتها الغازية (البخار) عند درجة حرارة تسمى درجة الغليان (T_b) ان درجة الانصهار ودرجة (T_m) ودرجة الغليان (T_b) هما درجتان حراريتان يحدث عندهما اتزان بين ضغط بخار الماء الصلب او السائل مع الضغط الجوي ، وعند هذه الدرجات (اي عند الاتزان) تكون قيمة الـ ΔG صفر ($\Delta G = 0$) ، لذا تصبح علاقة كبس :

$$\Delta G = \Delta H - T\,\Delta S$$

$$0 = \Delta H_{tr} - T_{tr}\,\Delta S_{tr}$$

$$\Delta S_{tr} = \frac{\Delta H_{tr}}{T_{tr}}$$

حيث tr تعني انتقال

* في عملية الانصهار تكون العلاقة بالشكل الاتي :

$$\Delta S_{fus} = \frac{\Delta H_{fus}}{T_m}$$

حيث ΔS_{fus} انتروبي الانصهار

ΔH_{fus} انثالبي الانصهار

T_m درجة حرارة الانصهار وتقاس بالكلفن (K)

* و في عملية التبخر تكون العلاقة بالشكل الاتي :

$$\Delta S_{vap} = \frac{\Delta H_{vap}}{T_b}$$

حيث ΔS_{vap} انتروبي التبخر

ΔH_{vap} انثالبي التبخر

T_b درجة حرارة التبخر (درجة الغليان) وتقاس بالكلفن (K)

علاقة تروتن : لاحظ العالم تروتن ان قيمة انتروبي التبخر (ΔS_{vap}) لاغلب السوائل عند درجة غليانها تساوي (85 J / K.mol) لذا تصبح العلاقة بالصورة الاتية :

$$85 \ J / K.mol = \frac{\Delta H_{vap}}{T_b}$$

هذه العلاقة تسمى معادلة تروتن التي تستخدم لحساب انثالبي التبخر للسوائل من معرفة درجة حرارة غليانها

تمرين (1 - 15) في الكتاب — وزاري 2013 د2 + 2014 د 1

احسب التغير في الانتروبي للتحول الاتي : $H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)}$ $\Delta H_{vap} = 44 \ KJ/mol$

عند درجة غليان الماء $100 \ C^\circ$.

الجواب

$$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)}$$

$$T(K) = t(C^\circ) + 273$$

$$T = 100 + 273 = 373 \ K$$

$$\Delta S_{vap} = \frac{\Delta H_{vap}}{T_b} = \frac{44 \ (KJ/mol)}{373 \ K}$$

$$\Delta S_{vap} = 0.118 \ (KJ / K.mol)$$

$$\Delta S_{vap} = 0.118 \times 1000 = 118 \ (J / K.mol)$$

$$\Delta S_{vap} = 118 \ (J / K.mol)$$

سؤال (1 - 26) في الكتاب

ما قيمة ΔS_r لانصهار الجليد بوحدات J / K.mol اذا علمت ان انثالبية التكوين القياسية للماء تساوي 286 KJ / mol - وانثالبية التكوين القياسية للجليد تساوي 292 KJ / mol - ؟

الجواب

$$\Delta H_f^{\circ} (H_2O_{(L)}) = - 286 \text{ KJ / mol}$$
$$\Delta H_f^{\circ} (H_2O_{(S)}) = - 292 \text{ KJ / mol}$$

معادلة انصهار الجليد : $H_2O_{(S)} \rightarrow H_2O_{(L)}$

$$\Delta H_r^{\circ} = \sum n \Delta H_f^{\circ}{}_{(P)} - \sum n \Delta H_f^{\circ}{}_{(R)}$$
$$\Delta H_r^{\circ} = [\Delta H_f^{\circ}{}_{(H_2O_{(L)})}] - [\Delta H_f^{\circ}{}_{((H_2O_{(S)})}]$$
$$\Delta H_r^{\circ} = [- 286] - [- 292]$$
$$\Delta H_r^{\circ} = - 286 + 292$$
$$\Delta H_r^{\circ} = + 6 \text{ KJ / mol}$$

حرارة الانصهار هذه تمثل ΔH_{fus} اي :

$$\Delta H_{fus} = 6 \text{ KJ / mol}$$

حيث درجة انصهار الجليد T_m هي $0\,C^{\circ}$ اي 273 K

$$\Delta S_{fus} = \frac{\Delta H_{fus}}{T_m}$$
$$\Delta S_{fus} = \frac{6 \text{ (KJ / mol)}}{273 \text{ K}}$$
$$\Delta S_{fus} = 0.0219 \text{ (KJ / K.mol)}$$
$$\Delta S_{fus} = 0.0219 \times 1000 \text{ (J / K.mol)}$$
$$\Delta S_{fus} = 21.9 \text{ (J / K.mol)}$$
$$\Delta S_{fus} \approx 22 \text{ (J / K.mol)}$$

حلول ما تبقى من اسئلة الفصل

سؤال (1 -1) في الكتاب

اختر الجواب الصحيح مع بيان السبب بوضوح

1 - يتفاعل فلز الصوديوم مع الماء تلقائياً ويتكون محلول هيدروكسيد الصوديوم مع انبعاث حرارة فأن :
أ - ΔG < صفر ب - ΔS < صفر ج - ΔH < صفر

2 - يتسامى الجليد تلقائياً عندما تكون :
أ - ΔH < $T\Delta S$ ب - $T\Delta S$ > ΔH ج - ΔH = $T\Delta S$

3 - عند زيادة الضغط على غاز في اناء مغلق بدرجة حرارة ثابتة فان قيمة ΔS° تصبح :
أ - موجبة ب - سالبة ج- صفر

4 - تفاعل ما غير تلقائي حيث قيمة $T\Delta S$ > ΔH لجعله تلقائي تقترح :
أ - تبريد التفاعل ب - تسخين التفاعل ج- لا يمكن جعله تلقائي

5 - اذا كان تفاعل ما باعثاً للحرارة وتصاحبه زيادة في لانتروبي فانه يكون :
أ - تلقائي ب - غير تلقائي ج- متزن

5 - للتفاعل الغازي الاتي $2NH_{3(g)} \rightarrow N_{2(g)} + 3H_{2(g)}$ قيمة ΔS° للتفاعل :
أ - صفر ب - موجبة ج- سالبة

الجواب

1 - الاختيار : ب - ΔS < صفر

لان تفاعل الصوديوم وتكون المحلول عملية يرافقها زيادة بالعشوائية اي زيادة بالانتروبي فتكون ΔS اكبر من الصفر اي موجبة .

2 - الاختيار : أ - ΔH < $T\Delta S$

لان عملية تسامي الجليد : $H_2O_{(s)} \rightarrow H_2O_{(g)}$

تكون لها $\Delta H = +$ و $\Delta S = +$ والعملية تلقائية $\Delta G = -$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$
$$+ \quad - \quad +$$
$$+ \quad -$$

لكي تكون العملية تلقائية ($\Delta G = -$) يجب ان يكون ΔH < $T\Delta S$

3 - الاختيار : ب - سالبة

لان زيادة الضغط تسبب نقصان في الحجم مما يسبب تقارب دقائق الغاز فيزداد الانتظام وتقل العشوائية أي تقل الانتروبي فتكون قيمة ΔS سالبة .

4 - الاختيار : ب - تسخين التفاعل

لان التسخين يزيد من قيمة $T\Delta S$ السالبة فتصبح قيمة ΔG سالبة فيكون التفاعل تلقائي

5 - الاختيار : أ - تلقائي

لان التفاعل باعث للحرارة اي $\Delta H = -$

و يرافقه زيادة بالانتروبي اي $\Delta S = +$ ، فتكون على ضوء علاقة كبس :

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$
$$= - - +$$
$$= - -$$
$$= -$$

اي تكون قيمة ($\Delta G = -$) اي التفاعل تلقائي في جميع درجات الحرارة

6 - الاختيار : ج - سالبة

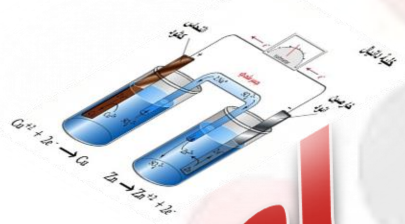
لان عدد مولات المواد الناتجة اقل من عدد مولات المواد المتفاعلة أي يرافق التفاعل نقصان في العشوائية أي نقصان في الانتروبي فتكون قيمة ΔS سالبة

مساعــد الطالب

الفصل الثاني

الاتزان الكيميائي

في

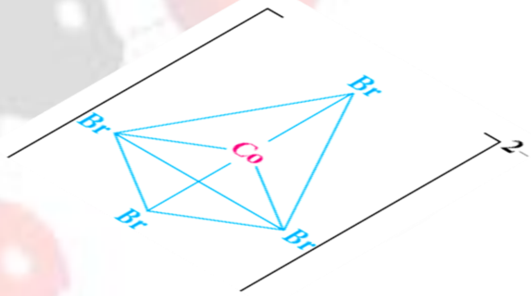


الكيمياء

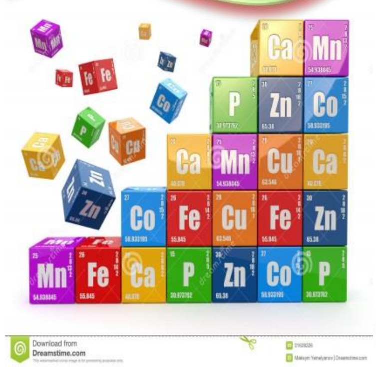
التطبيقي

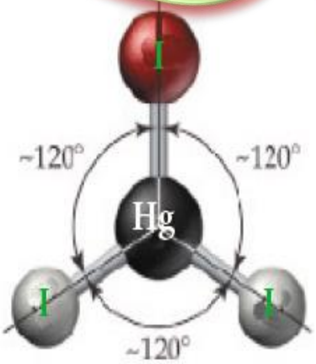
للصــف السادس العلمــي 2016 - 2017

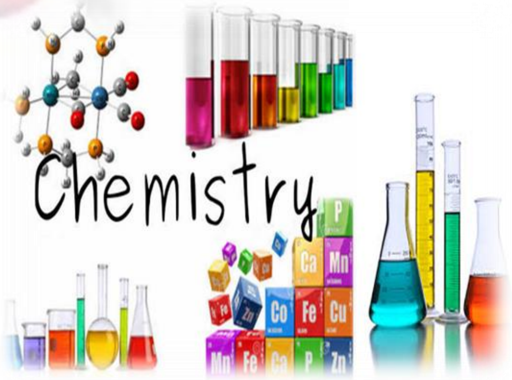
اعداد الاستاذ حسين البوهاني



ثانوية الدير للبنين
ثانوية انوار البديع الاهلية







الاتزان الكيميائي

الاتزان الكيميائي : هي حالة اتزان ديناميكي (حركي) وليست حالة اتزان استاتيكي (ساكن) تصل إليها اغلب التفاعلات الانعكاسية عندما تصبح معدل سرعة التفاعل بكلا الاتجاهين متساوية فتكون تراكيز المواد الناتجة و المتفاعلة عندها ثابتة دون تغيير ، مالم يحدث اي تغيير على الظروف التي يتم عندها التفاعل ، لذا يبدو التفاعل في تلك الحالة قد توقف .

تنقسم التفاعلات الكيميائية من حيث الاتجاه الى :

1- تفاعلات غير انعكاسية (تامه) :

هي تفاعلات يتم فيها عند ظروف معينه استهلاك تام لأحد أو جميع المواد المتفاعلة ولا يكون للمواد الناتجة عند ظروف التفاعل نفسها القدرة على ان تتفاعل لتكوين المواد التي تكونت منها .

مثال : $AgNO_3 + NaCl \longrightarrow AgCl + NaNO_3$

2- تفاعلات انعكاسية (غير تامه) :

هي تفاعلات غير تامه تحدث باتجاهين متعاكسين حيث يتم فيها تحول المواد المتفاعلة الى نواتج في بداية التفاعل ويكون للمواد الناتجة المقدرة على ان تتفاعل مع بعضها لتكوين المواد التي تكونت منها مرة اخرة .

مثال : $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2\,HI$

أنواع التفاعلات من حيث أطوارها

التفاعلات الانعكاسية المتجانسة :

هـي التفاعلات التي تـكون فيها جميع المواد المتفاعلة و النـاتجة فــي طور واحد .

((اي جميعها غازات او سوائل او صلبة)) .

امثلة :

$$N_{2\,(g)} + 3H_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2\,NH_{3\,(g)}$$

$$CH_3COOH_{(l)} + C_2H_5OH_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_{5\,(l)} + H_2O_{(l)}$$

التفاعلات الانعكاسية غير المتجانسة :

هـي التفاعلات التي تـكون فيها المواد المتفاعلة و النـاتجة في اكثر من طور واحد .

امثلة :

$$CaCO_{3\,(S)} \rightleftharpoons CaO_{(S)} + CO_{2\,(g)}$$

$$Hg_{(l)} + \frac{1}{2}O_{2\,(g)} \rightleftharpoons HgO_{(S)}$$

التفاعلات الانعكاسية وحالة الاتزان

التفاعلات الانعكاسية تحدث باتجاهين متعاكسين بظروف التفاعـل نفسها ، حيث في بداية التفاعل يتجـه التفاعل نحو الامام اي يتجه مـن المتفاعلات نحو النواتج ويسمى التفاعل الامامي بسرعة مقدارها (R_f) حيـــث يكون سريعاً لتكوين النواتج ، بمرور الوقت وعند زيادة تركيز النواتج وعند ظروف التفاعل نفسها تبدء النواتج بالتفاعـــل مـع بعضها لتكوين المـــواد المتفاعلــة اي يتجه التفاعل نحو الخلف (من النواتج نحو المتفاعلات) بسرعة مقدارها (R_b) ويسمى التفاعل العكسي (الخلفي) . ويستمر كلا التفاعلين بالاتجاهين المتعاكسين (الامامي والعكسي) حتى يصل التفاعل الى حالة معينة تكون عندها سرعة التفاعل الامامي (R_f) مساوية الى سرعة التفاعل الخلفي (R_b) اي ($R_f = R_b$) وهذه الحالة تدعى **حالة الاتزان الكيميائي**

ملاحظة

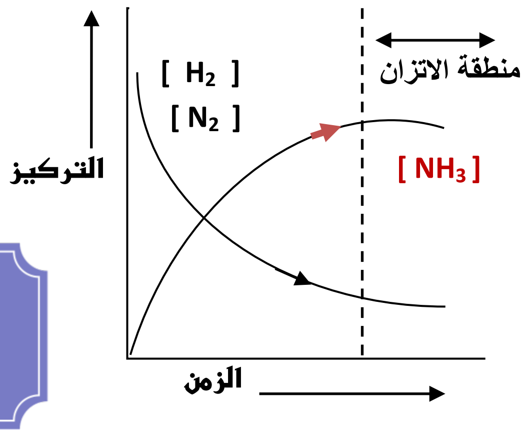
ان التفاعل الانعكاسي المتزن يكون فيه :

- **معدل سرعة التفاعل الامامي = معدل سرعة التفاعل العكسي (اي $R_f = R_b$) .**
- **عند الاتزان تكون تراكيز المواد الناتجة والمتفاعلة ثابتة دون تغير ، مالم يحدث تغيير على الظروف التي يتم عندها التفاعل .**

س / ارسم مخطط يوضح وصول التفاعل الاتي الى حالة الاتزان .

$$N_{2\,(g)} + 3H_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3\,(g)}$$

الجواب



س وزاري 2013 الدور الثاني (علل) :

تتوقف بعض التفاعلات تماما بينما تظهر تفاعلات اخرى وكأنها متوقفة ؟

الجواب /

التفاعلات التي تتوقف هي تفاعلات تامة لأنه يحدث استهلاك تام لأحد المواد المتفاعلة أو لجميعها ، اما التي تظهر وكأنها متوقفة فهي التفاعلات الانعكاسية التي تكون مستمرة باتجاهين وصلت الى حالة اتزان واصبحت التراكيز ثابتة .

حالة الاتزان وقانون فعل الكتلة

يطلق على العلاقة التي تربط بين سرعة التفاعل الكيميائي وتراكيز المواد قانون فعل الكتلة .

قانون فعل الكتلة :

عند ثبوت درجة الحرارة فان سرعة التفاعل الكيميائي في اي اتجاه كان تتناسب طردياً مع التراكيز المولارية للمواد المتفاعلة كلاً منها مرفوع الى اس يمثل عدد مولات تلك المادة في المعادلة الكيميائية الموزونة .

مثلاً التفاعل الغازي

$$H_{2\,(g)} + I_{2\,(g)} \underset{K_b}{\overset{K_f}{\rightleftharpoons}} 2HI_{(g)}$$

حيث : K_f ثابت سرعة التفاعل الامامي

K_b ثابت سرعة التفاعل الخلفي

يمكن التعبير عن سرعة التفاعل الامامي R_f وسرعة التفاعل الخلفي R_b رياضياً وحسب قانون فعل الكتلة للتفاعل اعلاه :

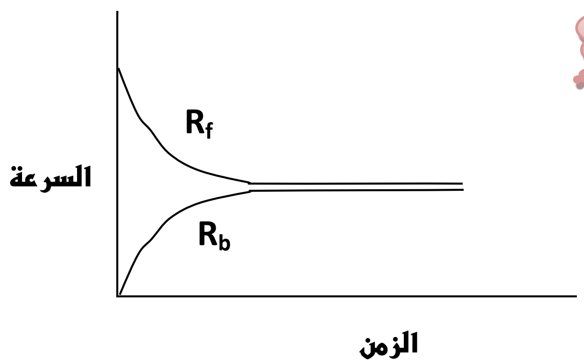
سرعة التفاعل الامامي $R_f = K_f\,[H_2][I_2]$

سرعة التفاعل الخلفي $R_b = K_b\,[HI]^2$

س / ارسم مخطط يبين سرعة الوصول الى حالة الاتزان للتفاعل الاتي :

$$H_{2\,(g)} + I_{2\,(g)} \underset{R_b}{\overset{R_f}{\rightleftharpoons}} 2HI_{(g)}$$

الجواب



(($R_f = R_b$ عند الاتزان))

ثابت الاتزان K_{eq} :

هو حاصل ضرب التراكيز المولارية للمواد الناتجة عند حالة الاتزان مقسوماً على حاصل ضرب التراكيز المولارية للمواد المتفاعلة عند الاتزان كل منها مرفوع لأس يمثل عدد مولاتها في معادلة التفاعل الموزونة .

تعريف اخر لثابت الاتزان K_{eq} :

هو النسبة بين ثابت تناسب سرعة التفاعل الامامي (K_f) وثابت تناسب سرعة التفاعل الخلفي (K_b) .

المعادلة الرياضية لثابت الاتزان K_{eq}

عند قياس تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة عند حصول الاتزان بالمولارية (M) فان ثابت الاتزان K_{eq} يرمز له بالرمز K_C (حيث K_C ثابت الاتزان بدلالة التراكيز المولارية) ،

* نأخذ التفاعل الافتراضي المتزن :

$$aA + bB \underset{K_b}{\overset{K_f}{\rightleftharpoons}} gG + hH$$

حيث A و B تمثل المواد المتفاعلة و G و H تمثل المواد الناتجة

اما a و b و g و h فتمثل عدد مولاتها في معادلة التفاعل الموزونة .

قانون فعل الكتلة للتفاعل الامامي $R_f = K_f [A]^a [B]^b$

قانون فعل الكتلة للتفاعل الخلفي $R_b = K_b [G]^g [H]^h$

عند الاتزان : $R_f = R_b$

$$K_f [A]^a [B]^b = K_b [G]^g [H]^h$$

بترتيب المعادلة نحصل على العلاقة :

$$\frac{K_f}{K_b} = \frac{[G]^g [H]^h}{[A]^a [B]^b}$$

((ان $\frac{K_f}{K_b}$ هو مقدار ثابت يعرف بثابت الاتزان K_C))

$$K_C = \frac{[G]^g [H]^h}{[A]^a [B]^b}$$

عند قياس فعالية المواد الغازية (المتفاعلة والناتجة) بدلالة الضغوط الجزيئية فان ثابت الاتزان K_{eq} يرمز له بالرمز K_P (حيث K_P ثابت الاتزان بدلالة الضغوط الجزيئية) .

تكتب علاقة K_P للتفاعل $gG + hH \rightleftharpoons aA + bB$ بالصورة الاتية :

$$K_P = \frac{P^g{}_G * P^h{}_H}{P^a{}_A * P^b{}_B}$$

حيث $P_B * P_A$ الضغوط الجزيئية للمواد المتفاعلة

و P_H و P_G الضغوط الجزيئية للمواد الناتجة

اما a و b و g و h فتمثل عدد مولاتها في معادلة التفاعل الموزونة .

ثابت الاتزان للضغوط الجزيئية K_P :

هو حاصل ضرب الضغوط الجزيئية للمواد الناتجة عند الاتزان مقسوماً على حاصل ضرب الضغوط الجزيئية للمواد المتفاعلة عند الاتزان كل منها مرفوع الى اس يمثل عدد مولاتها في معادلة التفاعل الموزونة .

يمكن ايجاد قيمة ثابت الاتزان الكيميائي K_{eq} من العلاقة التية :

$$K_{eq} = \frac{K_f}{K_b}$$

حيث : K_f ثابت سرعة التفاعل الامامي

K_b ثابت سرعة التفاعل الخلفي

تمرين (2 - 1) في الكتاب

تفاعل ما متزن ثابت الاتزان له K_{eq} يساوي 4.24 وثابت سرعة التفاعل الخلفي K_b يساوي 0.02 . احسب ثابت سرعة التفاعل الامامي K_f .

وزاري 2014 د 1 فراغ

الجواب

$$K_{eq} = \frac{K_f}{K_b}$$

$$4.24 = \frac{K_f}{0.02}$$

$$K_f = 4.24 \times 0.02$$

$$K_f = 0.0848$$

ثابت الاتزان للتفاعلات غير المتجانسة :

التفاعلات غير المتجانسة تكون فيها المواد المتفاعلة والناتجة في اطوار متعددة .

مثل :

$$Hg_{(l)} + \frac{1}{2} O_{2\,(g)} \rightleftharpoons HgO_{(s)}$$

ملاحظات

1 تكون فعالية (تراكيز) المواد الصلبة ثابتة مهما تغيرت تراكيز المواد الاخرى اي ان المادة الصلبة لا تؤثر في علاقة ثابت الاتزان (يهمل تركيز المادة الصلبة في علاقة ثابت الاتزان K_{eq}) .

2 تكون فعالية (تراكيز) المواد السائلة النقية ثابتة مهما تغيرت تراكيز المواد الاخرى اي ان المادة السائلة لا تؤثر في علاقة ثابت الاتزان (يهمل تركيز المادة السائلة في علاقة K_{eq}) .

3 تكون الضغوط الجزئية للمواد الصلبة و للمواد السائلة النقية وكذلك المحاليل ضئيلة جداً يمكن اهمالها (تهمل الضغوط الجزئية للمواد الصلبة والسائلة النقية و المحاليل في علاقة K_{eq}) .

تذكير : يرمز للمادة الصلبة (S) و السائل (l) و الغاز (g) و يرمز للمحلول (aq)

تمرين (2 - 2) في الكتاب

اكتب ثوابت الاتزان بدلالة التراكيز المولارية K_C وثوابت الاتزان بدلالة الضغوط الجزئية K_P للتفاعلات الاتية :

(1) $2CO_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)} + O_{2\,(g)}$

(2) $3O_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2O_{3\,(g)}$

(3) $CO_{(g)} + Cl_{2\,(g)} \rightleftharpoons COCl_{2\,(g)}$

(4) $H_2O_{(g)} + C_{(s)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_{2\,(g)}$

(5) $2ZnS_{(s)} + 3O_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2ZnO_{(s)} + 2SO_{2\,(g)}$

(6) $C_6H_5COOH_{(aq)} \rightleftharpoons C_6H_5COO^-_{(aq)} + H^+_{(aq)}$

(7) $2NO_{2\,(g)} + 7H_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3\,(g)} + 4H_2O_{(l)}$

الجواب

(1) $2CO_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)} + O_{2\,(g)}$

$$K_C = \frac{[CO]^2[O_2]}{[CO_2]^2}$$

$$K_P = \frac{P^2_{CO} * P_{O_2}}{P^2_{CO_2}}$$

(2) $3O_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2O_{3\,(g)}$

$$K_C = \frac{[O_3]^2}{[O_2]^3}$$

$$K_P = \frac{P^2_{O_3}}{P^3_{O_2}}$$

(3) $CO_{(g)} + Cl_{2\,(g)} \rightleftharpoons COCl_{2\,(g)}$

$$K_C = \frac{[COCL_2]}{[CO][Cl_2]}$$

$$K_P = \frac{P_{COCl_2}}{P_{CO} * P_{Cl_2}}$$

(4) $H_2O_{(g)} + C_{(s)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_{2(g)}$

$$K_C = \frac{[CO][H_2]}{[H_2O]}$$

$$K_P = \frac{P_{CO} * P_{H_2}}{P_{H_2O}}$$

(5) $2ZnS_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightleftharpoons 2ZnO_{(s)} + 2SO_{2(g)}$

$$K_C = \frac{[SO_2]^2}{[O_2]^3}$$

$$K_P = \frac{P^2_{SO_2}}{P^3_{O_2}}$$

(6) $C_6H_5COOH_{(aq)} \rightleftharpoons C_6H_5COO^-_{(aq)} + H^+_{(aq)}$

$$K_C = \frac{[C_6H_5COO^-][H^+]}{[C_6H_5COOH]}$$

(7) $2NO_{2(g)} + 7H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)} + 4H_2O_{(l)}$

$$K_C = \frac{[NH_3]^2}{[NO_2]^2\ [H_2]^7}$$

$$K_P = \frac{P^2_{NH_3}}{P^2_{NO_2} * P^7_{H_2}}$$

ملاحظات حول حساب التركيز

1 يمكن حساب التركيز المولاري من عدد المولات ، من العلاقة الاتية :

$$M\,(mol/L) = \frac{n\,(mol)}{V\,(L)}$$

حيث M التركيز المولاري
n عدد المولات
V الحجم

2 يمكن حساب التركيز المولاري من عدد الغرامات (الكتلة) بتطبيق العلاقة الاتية :

$$M\,(mol/L) = \frac{m\,(g)}{M\,(g/mol) * V\,(L)}$$

حيث M التركيز المولاري
m الكتلة
M الكتلة المولية
V الحجم

3 اذا كان الحجم مقاس بالمليلتر (mL) نحوله الى وحدة اللتر (L) بالقسمة على 1000 مثلاً :

$$V = 500\ mL = \frac{500}{1000} = 0.5\ L$$

حساب ثابت الاتزان K_{eq}

النوع الاول من المسائل : تتكون التراكيز او الضغوط الجزئية للمواد المتفاعلة والناتجة عند الاتزان معلومة ويكون المطلوب هو حساب K_C او K_p .

مثال

جد قيمة K_{eq} للتفاعل الاتي عند $100\ C^{\circ}$:

$$N_2O_{4\,(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2\,(g)}$$

اذ ا علمت ان التراكيز لمواد التفاعل عند حصول حالة الاتزان هي كالاتي :

$[N_2O_4] = 0.002\ M$ ، $[NO_2] = 0.017\ M$

الجواب

$$N_2O_{4\,(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2\,(g)}$$

$$K_C = \frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2} \Rightarrow K_C = \frac{0.002}{(0.017)^2}$$

$$K_C = 6.92$$

النوع الثاني من المسائل : في هذا النوع تكون قيمة ثابت الاتزان معلومة وتعطى تراكيز او ضغوط جزئية ابتدائية للمواد المتفاعلة ويكون المطلوب حساب تراكيز او ضغوط جزئية للمواد المتفاعلة والناتجة عند الاتزان .

رحلة التفوق في السادس
عطاءٌ بلا حدود

ملاحظات حول حل هذا النوع من المسائل

1 – نكتب معادلة التفاعل الموزونة .

2 – نعتمد التراكيز المولارية عند تطبيق علاقة K_C والضغوط الجزئية عند تطبيق علاقة K_P .

3 – اذا اعطى عدد المولات ولم يعطى الحجم نفرض ان الحجم = V (L) ، (حيث يمكن اختصاره في اغلب المسائل عند التعويض في علاقة K_C) .

4– نكتب التراكيز المولارية (او عدد المولات) اسفل كل مادة في المعادلة حيث تمثل التراكيز الابتدائية (قبل التوازن) ، وباستمرار التفاعل يحصل تغيّر في التركيز حيث تقل تراكيز المواد المتفاعلة بمقدار (X) لكل مول (اي X مضروبة في عدد مولات كل مادة متفاعلة في المعادلة الموزونة) ، اما المواد الناتجة فيزداد تركيزها بمقدار (X) لكل مول (اي X مضروبة في عدد مولات كل مادة ناتجة في المعادلة الموزونة) .

5 – تراكيز المواد المتفاعلة عند الاتزان = تراكيزها الابتدائية – التغير بالتركيز (X لكل مول)
اما تراكيز المواد الناتجة عند الاتزان = تراكيزها الابتدائية + التغير بالتركيز (X لكل مول)

6 – في اغلب المسائل تكون تراكيز المواد الناتجة (صفر) في بداية التفاعل (اي قبل التوازن) ، الا اذا ذكر في السؤال قيمة التراكيز الابتدائية للمواد الناتجة .

8– اذا كان تركيز المواد الناتجة (صفر) في بداية التفاعل فان اتجاه التفاعل أمامي دائماً .

7– تُطبق علاقة K_C و K_P عند الاتزان فقط .

مثال عام

	A	+	2B	⇌	3C
التراكيز الابتدائية	Y		Y		0
التغير في التركيز	□X		- 2X		+ 3X
التركيز عند الاتزان	Y - X		Y - 2X		3X

التغير بالتركيز في بعض المسائل يسمى : المتغير او المتفكك او المتفاعل او المستهلك او انخفض بمقدار

Y - X يمثل المتبقي

Y - 2X يمثل المتبقي

3X يمثل المتكون

ملاحظة

- اذا اعطى في السؤال الضغط الكلي P_T لخليط الغازات فيمكن حساب ضغط احد الغازات او حساب المتفكك X من العلاقة : $P_T = P_1 + P_2 + P_3 + ...$

حيث : P_T الضغط الكلي (P_T = مجموع ضغوط الغازات المشتركة في التفاعل)

P_1 ضغط الغاز الاول

P_2 ضغط الغاز الثاني ، P_3 ضغط الغاز الثالث (الخ ... من الغازات)

- اما اذا اعطى في السؤال عدد المولات الكلية لخليط التفاعل n_T فيمكن حساب مولات احد المواد او حساب المتفكك X من العلاقة : $n_T = n_1 + n_2 + n_3 + ...$

حيث : n_T المولات الكلية (n_T = مجموع مولات المواد المشتركة في التفاعل)

n_1 ، n_2 ، n_3 : مولات المواد المشتركة بالتفاعل

تمرين (2 - 3) في الكتاب

للتفاعل الاتي : $H_{2\,(g)} + Br_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2HBr_{(g)}$

وضع في اناء حجمه لتر واحد 0.4 mol من كل من H_2 و Br_2 وبدرجة حرارة 425 C° . احسب تراكيز المواد التي تكون خليط الاتزان اذا علمت ان ثابت الاتزان لهذا التفاعل K_C يساوي 0.25 .

الجواب

حجم الوعاء = 1 L

$$M\,(mol/L) = \frac{n\,(mol)}{V\,(L)} = \frac{n\,(mol)}{1\,(L)} = n\,(mol)$$

	$H_{2\,(g)} + Br_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2HBr_{(g)}$		
التركيز (M)	H_2	Br_2	2HBr
التراكيز الابتدائية	0.4	0.4	0
التغير في التراكيز	- X	- X	+ 2 X
التراكيز عند الاتزان	0.4 - X	0.4 - X	2 X

$$K_C = \frac{[HBr]^2}{[H_2][Br_2]} \rightarrow 0.25 = \frac{(2X)^2}{(0.4-X)(0.4-X)}$$

$$0.25 = \frac{(2X)^2}{(0.4-X)^2}$$

نجذر الطرفين

$$0.5 = \frac{2X}{0.4 - X}$$

$$2X = 0.5(0.4 - X) \rightarrow 2X = 0.2 - 0.5X$$

$$2X + 0.5X = 0.2 \rightarrow 2.5X = 0.2$$

$$X = \frac{0.2}{2.5} = 0.08\ M$$

تركيز Br_2 و H_2 عند الاتزان :

$[H_2] = [Br_2] = 0.4 - X = 0.4 - 0.08 =$ **0.32 (mol / L)**

تركيز HBr عند الاتزان :

$[HBr] = 2X = 2 * 0.08 =$ **0.16 (mol / L)**

تمهيدي 2014

سؤال (2 – 16) في الكتاب صفحة 65

للتفاعل المتزن الغازي : $PCl_{5\,(g)} \rightleftharpoons PCl_{3\,(g)} + Cl_{2\,(g)}$

وجد انه ضغط PCl_3 الجزئي في الاناء المغلق ضعف ضغط Cl_2 الجزئي وعند وصول التفاعل الى موضع الاتزان بدرجة حرارة معينة وجد ان ضغط Cl_2 يساوي 1 atm فاذا علمت ان K_p للتفاعل يساوي $\frac{1}{2}$ فما ضغط غازي Cl_2 و PCl_3 في بداية التفاعل .

الجواب

	$PCl_{5\,(g)} \rightleftharpoons PCl_{3\,(g)} + Cl_{2\,(g)}$		
الضغط / atm	PCl_3	Cl_2	PCl_5
الضغوط الابتدائية	2 Y	Y	0
التغير في الضغوط	- X	- X	+ X
الضغوط عند الاتزان	2 Y - X	Y - X = 1	X

الضغط الجزيئي لغاز Cl_2 عند الاتزان

$P_{Cl_2} = Y - X$

$1 = Y - X \Rightarrow X = Y - 1$

الضغط الجزيئي لغاز P_{PCl_3} عند الاتزان

$P_{PCl_3} = 2Y - X$

نعوض عن قيمة X :

$P_{PCl_3} = 2Y - (Y - 1) = 2Y - Y + 1$

$P_{PCl_3} = (Y + 1)$

الضغط الجزيئي لغاز P_{PCl_5} عند الاتزان

$P_{PCl_5} = X = (Y - 1)$

$K_p = \frac{P_{PCl_5}}{P_{PCl_3} * P_{Cl_2}} \Rightarrow \frac{1}{2} = \frac{Y - 1}{(Y + 1) * 1}$

$2(Y - 1) = Y + 1 \Rightarrow 2Y - 2 = Y + 1$

$2Y - Y = 2 + 1$

$Y = 3$ atm

ضغط Cl_2 في بداية التفاعل $P_{Cl_2} = Y = $ **3 atm**

ضغط P_{PCl_3} في بداية التفاعل $P_{PCl_3} = 2Y = 2 \times 3 = $ **6 atm**

سؤال (2 - 17) في الكتاب

في التفاعل المتزن : $CO_{2\,(g)} + H_{2\,(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_2O_{(g)}$ وفي اناء حجمه لتر واحد تم خلط مولات متساوية من CO_2 و H_2 وبدرجة حرارة 2000 K وصل التفاعل حالة الاتزان فوجد ان عدد المولات الكلية لخليط الغازات عند الاتزان تساوي 3 mol . ما تراكيز خليط الاتزان علماً بان ثابت الاتزان K_c يساوي 4 ؟

الجواب

$$M\,(mol/L) = \frac{n\,(mol)}{V\,(L)} = \frac{n\,(mol)}{1\,(L)} = n\,(mol)$$

	$CO_{2\,(g)} + H_{2\,(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_2O_{(g)}$			
التركيز / M	CO_2	H_2	CO	H_2O
التراكيز الابتدائية	Y	Y	0	0
التغير في التراكيز	- X	- X	+ X	+ X
التراكيز عند الاتزان	Y - X	Y - X	X	X

$$n_T = n_{CO_2} + n_{H_2} + n_{CO} + n_{H_2O}$$

ان حجم الوعاء واحد لتر لذا فان عدد المولات تمثل المولارية :

خليط الاتزان :

$$[CO_2] + [H_2] + [CO] + [H_2O] = 3$$

$$(Y - X) + (Y - X) + X + X = 3$$

$$2Y - 2X + 2X = 2Y = 3$$

$$2Y = 3$$

$$Y = \frac{3}{2} = 1.5\ (mol/L)$$

نعوض قيمة Y في تراكيز المواد المتفاعلة عند الاتزان :

تراكيز المواد عند الاتزان :

$$[CO_2] = Y - X = 1.5 - X$$

$$[H_2] = Y - X = 1.5 - X$$

تكملة الحل

تكملة حل سؤال (2 - 17)

$$K_c = \frac{[CO][H_2O]}{[H_2][CO_2]}$$

$$4 = \frac{(X)(X)}{(1.5 - X)(1.5 - X)} \rightarrow 4 = \frac{(X)^2}{(1.5 - X)^2}$$

$$X^2 = 4(1.5 - X)^2$$ نجذر الطرفين

$$X = 2(1.5 - X) \rightarrow X = 3 - 2X \rightarrow X + 2X = 3 \rightarrow 3X = 3$$

$$X = \frac{3}{3} = 1 \ (mol/L)$$

تـــركيز CO_2 و H_2 عنـــد الاتـــزان :

$[CO_2] = [H_2] = 1.5 - X = 1.5 - 1 =$ **0.5 (mol / L)**

تـــركيز CO و H_2O عنـــد الاتـــزان :

$[CO] = [H_2O] = X =$ **1 (mol / L)**



سؤال (2 – 20) في الكتاب

للتفاعل الاتي الماص للحرارة $C_2H_{6\,(g)} \rightleftharpoons C_2H_{4\,(g)} + H_{2\,(g)}$

وضعت مولات من C_2H_6 في اناء حجمه لتر وبدرجة حرارة معينة وصل التفاعل الى حالة الاتزان فوجد ان ربع كمية الغاز قد استهلكت فاذا علمت ان ثابت الاتزان K_C للتفاعل $= \frac{1}{2}$ جد تراكيز خليط الاتزان ؟

الجواب

حجم الوعاء = 1 L

$$M\ (mol / L) = \frac{n\ (mol)}{V\ (L)} = \frac{n\ (mol)}{1\ (L)} = n\ (mol)$$

	$C_{2}H_{6\,(g)} \rightleftharpoons C_{2}H_{4\,(g)} + H_{2\,(g)}$		
الضغط / atm	C_2H_6	C_2H_4	H_2
الضغوط الابتدائية	Y	0	0
التغير في الضغوط	- X	+ X	+ X
الضغوط عند الاتزان	Y - X Y – 0.25 Y 0.75 Y	X 0.25 Y	X 0.25 Y

المتفكك من غاز C_2H_6 = $\frac{1}{4}$ * التركيز الابتدائي لغاز C_2H_6

المتفكك من C_2H_6 = $\frac{1}{4}$ * Y

المتفكك من C_2H_6 = 0.25 Y

حيث ان المتفكك من C_2H_6 = X

اي ان X = 0.25 Y

$$K_C = \frac{[C_2H_4][H_2]}{[C_2H_6]} \rightarrow \frac{1}{2} = \frac{(0.25\,Y)(0.25\,Y)}{(0.75\,Y)}$$

$$\frac{1}{2} = \frac{0.25\,Y * 0.25}{0.75} \rightarrow \frac{1}{2} = \frac{0.0625\,Y}{0.75}$$

$$2 * 0.0625\,Y = 0.75 \rightarrow 0.125\,Y = 0.75 \rightarrow Y = \frac{0.75}{0.125} = 6\ M$$

تركيز C_2H_6 عند الاتزان $[C_2H_6] = 0.75\,Y = 0.75 * 6 = 4.5\ M$

تركيز C_2H_4 عند الاتزان $[C_2H_4] = 0.25\,Y = 0.25 * 6 = 1.5\ M$

تركيز H_2 عند الاتزان $[H_2] = 0.25\,Y = 0.25 * 6 = 1.5\ M$

سؤال (2 - 24) في الكتاب

تمهيدي 2015

في التفاعل الغازي الاتي : $2NH_{3\,(g)} \rightleftharpoons N_{2\,(g)} + 3H_{2\,(g)}$ ، وضعت كميات مختلفة (مولات مختلفة) من H_2 و N_2 في اناء سعته لتر وعند وصول التفاعل لحالة الاتزان وجد ان ما استهلك من H_2 يساوي 0.3 mol وما تبقى من N_2 يساوي 0.2 mol . ما عدد مولات كل من H_2 و N_2 قبل التفاعل علماً بأن ثابت الاتزان K_c للتفاعل يساوي 200 .

الجواب

حجم الوعاء = 1 L

$$M\,(mol/L) = \frac{n\,(mol)}{V\,(L)} = \frac{n\,(mol)}{1\,(L)} = n\,(mol)$$

	$3H_{2\,(g)} + N_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3\,(g)}$		
التركيز (M)	$3H_2$	N_2	$2NH_3$
التراكيز الابتدائية	Y	Z	0
التغير في التراكيز	$-\ 3X$	$-\ X$	$+\ 2X$
التراكيز عند الاتزان	$Y - 3X$ $Y - 0.3$	$\underbrace{Z - X}_{0.2}$	$2X$ $2 * 0.1$ 0.2

المستهلك من H_2 = 0.3 M

المستهلك من H_2 = $3X$

$3X = 0.3\ M$

$X = 0.1\ M$

N_2 المتبقي من = 0.2 M

N_2 المتبقي من = Z - X

Z - X = 0.2 M ⟶ Z - 0.1 = 0.2

Z = 0.2 + 0.1

Z = 0.3 (mol / L) التركيز الابتدائي لـ N_2

n (mol) = M (mol / L) * V (L)

n_{N_2} = 0.3 (mol / L) * 1 (L) حجم الاناء = 1 لتر

n_{N_2} = **0.3 mol** عدد مولات N_2 الابتدائية

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3[N_2]}$$

$$200 = \frac{(0.2)^2}{(Y-0.3)^3(0.2)}$$

$$200 = \frac{(0.2)}{(Y-0.3)^3}$$

$$0.2 = 200\,(Y-0.3)^3$$

$$(Y-0.3)^3 = \frac{0.2}{200} = \frac{2\times10^{-1}}{2\times10^{2}}$$

$(Y-0.3)^3 = 10^{-3}$ بالجذر التكعيبي

$Y - 0.3 = 10^{-1}$ ⟶ Y - 0.3 = 0.1

Y = 0.1 + 0.3 = 0.4

Y = 0.4 (mol / L) التركيز الابتدائي لـ H_2

n (mol) = M (mol / L) * V (L)

n_{H_2} = 0.4 (mol / L) * 1 (L) حجم الاناء = 1 لتر

n_{H_2} = **0.4 mol** عدد مولات H_2 الابتدائية

سؤال (2 - 26) في الكتاب

في التفاعل الغازي الاتي عند درجة معينة : $2NO_{(g)} + O_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2\,(g)}$ ، وضعت مولات مختلفة من NO و O_2 في اناء حجمه لتر وعند وصول التفاعل لحالة الاتزان وجد ان المتكون من NO_2 يساوي 0.8 mol وتركيز كل من O_2 و NO متساويان و $K_C = 10$ ، جد عدد مولات O_2 و NO قبل بدء التفاعل ؟

الجواب

حجم الوعاء = 1 L

$$M\,(mol/L) = \frac{n\,(mol)}{V\,(L)} = \frac{n\,(mol)}{1\,(L)} = n\,(mol)$$

	$2NO_{(g)}$ +	$O_{2\,(g)}$ $\rightleftharpoons$	$2NO_{2\,(g)}$
التركيز (M)	$2NO$	O_2	$2NO_2$
التراكيز الابتدائية	Y	Z	0
التغير في التراكيز	- 2 X	- X	+ 2 X
التراكيز عند الاتزان	Y - 2X = Q	Z - X = Q	2X = 0.8

عند الاتزان

NO_2 المتكون من = 0.8 M

NO_2 المتكون من = 2 X

$2X = 0.8\ M$

$$X = \frac{0.8}{2} = 0.4\ M$$

$$K_C = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2\,[O_2]}$$

$$10 = \frac{(0.8)^2}{Q^2 * Q} \longrightarrow 10 = \frac{0.64}{Q^3}$$

$$Q^3 = \frac{0.64}{10} \longrightarrow Q^3 = 0.064 \longrightarrow Q = \sqrt[3]{0.064}$$

$$Q = \sqrt[3]{64\ x\ 10^{-3}} \longrightarrow Q = 4 \times 10^{-1}\ M = 0.4\ M$$

تكملة حل سؤال (2- 26)

حيث ان : $X = 0.4\ M$

$Q = 0.4\ M$

$[NO] = Y - 2X = Q$

$Y - 2(0.4) = 0.4$

$Y - 0.8 = 0.4$

$Y = 0.4 + 0.8$

$Y = 1.2\ M$

عدد مولات NO الابتدائية (قبل بدء التفاعل) : $n_{NO} = M * V$

$n_{NO} = 1.2 * 1 =$ **1.2 mol**

حيث ان : $X = 0.4\ M$

$Q = 0.4\ M$

$[O_2] = Z - X = Q$

$Z - 0.4 = 0.4$

$Z - 0.4 = 0.4$

$Z = 0.4 + 0.4$

$Z = 0.8\ M$

عدد مولات O_2 الابتدائية (قبل بدء التفاعل) : $n_{O_2} = M * V$

$n_{O_2} = 0.8 * 1 =$ **0.8 mol**

النوع الثالث من المسائل : في هذا النوع تعطى تراكيز او ضغوط جزئية ابتدائية (موضوعة في اناء التفاعل) للمواد المتفاعلة و تركيز او ضغط جزئي احد المواد المتفاعلة او الناتجة عند حصول الاتزان ويكون المطلوب حساب قيمة ثابت الاتزان K_{eq}

تمرين (2 - 4) في الكتاب

للتفاعل : $2CO_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)} + O_{2\,(g)}$

وضع في اناء حجمه لتر 0.8 mol من غاز CO_2 وبدرجة حرارة معينة وعند وصول التفاعل الى حالة الاتزان وجد ان ربع كمية الغاز قد تفككت . احسب K_C .

وزاري 2014 الدور الثالث

الجواب

$$M\,(mol/L) = \frac{n\,(mol)}{V\,(L)} = \frac{n\,(mol)}{1\,(L)} = n\,(mol)$$

المتفكك من غاز CO_2 = $\frac{1}{4}$ * التركيز الاصلي (الابتدائي) لغاز CO_2

المتفكك = $\frac{1}{4}$ * 0.8 M

المتفكك = 0.2 M

المتفكك = 2X = 0.2 M

0.2 M = 2X ⟵ X = 0.1 M

	$2CO_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)} + O_{2\,(g)}$		
التركيز (M)	$2CO_2$	$2CO$	O_2
التراكيز الابتدائية	0.8	0	0
التغير في التراكيز	- 2X	+ 2X	+ X
التراكيز عند الاتزان	0.8 - 2X 0.8 - 0.2 0.6	2X 0.2	X 0.1

$$K_C = \frac{[CO]^2\,[O_2]}{[CO_2]^2} \longrightarrow K_C = \frac{(0.2)^2\,(0.1)}{(0.6)^2}$$

$$K_C = \frac{(2 \times 10^{-1})^2 \times (10^{-1})}{(6 \times 10^{-1})^2} \longrightarrow K_C = \frac{\cancel{4 \times 10^{-2}} \times 10^{-1}}{\cancel{36 \times 10^{-2}}}$$

9

$$K_C = \frac{0.1}{9} \longrightarrow K_C = 0.011$$

سؤال (2 - 3) في الكتاب

يتفكك غاز N_2O_4 الى NO_2 في اناء مغلق حجمه لتر واحد وكان ضغط الغاز قبل التفكك 2 atm وبدرجة حرارة معينة وصل التفاعل الى حالة الاتزان فوجد ان الضغط الكلي لخليط الاتزان = 3 atm احسب K_P للتفاعل .

الجواب

	$N_2O_{4\,(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2\,(g)}$	
الضغط / atm	N_2O_4	$2NO_2$
الضغوط الابتدائية	2	0
التغير في الضغوط	- X	+ 2X
الضغوط عند الاتزان	2 - X 2 – 1 = 1	2X 2 * 1 = 2

عند الاتزان

$P_T = P_{N_2O_4} + P_{N_2O}$

$3 = (2 - X) + (2X)$

$3 = 2 + X$

$X = 3 - 2$

$X = 1$ atm

الضغط الجزيئي لغاز NO_2 عند الاتزان $P_{Cl_2} = 2X = 2$ atm

الضغط الجزيئي لغاز NO عند الاتزان $P_{N_2O_4} = 1$ atm

$$K_P = \frac{P^2_{NO_2}}{P_{N_2O_4}}$$

$$K_P = \frac{(2)^2}{1}$$

$$K_P = 4$$

سؤال (2 - 14) في الكتاب

للتفاعل الافتراضي $A + aB \rightleftharpoons 2C$ وضع 2 mol من A و 5 mol من B في اناء حجمه لتر وبدرجة حرارة معينة وصل التفاعل الى حالة الاتزان فوجد ان ما استهلك من A مول واحد وما تبقى من B 2 mol احسب K_c للتفاعل ؟

الجواب

حجم الوعاء = 1 L

$$M\,(mol/L) = \frac{n\,(mol)}{V\,(L)} = \frac{n\,(mol)}{1\,(L)} = n\,(mol)$$

	$A + aB \rightleftharpoons 2C$		
الضغط / atm	A	aB	2C
الضغوط الابتدائية	2	5	0
التغير في الضغوط	- X	- aX	+ 2X
الضغوط عند الاتزان	2 - X 2 – 1 = 1	5 - aX 5 - 3 * 1 5 - 3 2	2X 2 * 1 = 2

عند الاتزان

المستهلك من A = X

X = 1 M

المتبقي من B = 5 - aX

2 = 5 - a * 1 → 2 = 5 - a

a = 5 - 2 = 3

معادلة التفاعل تصبح : $A + 3B \rightleftharpoons 2C$

تركيز A عند الاتزان [A] = 2 - X = 2 – 1 = 1 M

تركيز B عند الاتزان [B] = 5 - 3X = 5 – 3 = 2 M

تركيز C عند الاتزان [C] = 2 X = 2 M

$$K_c = \frac{[C]^2}{[A][B]^3} \rightarrow K_c = \frac{(2)^2}{(1)(2)^3} \rightarrow K_c = \frac{4}{8} = 0.5$$

سؤال (2 - 11) في الكتاب

عند تسخين غاز NOCl النقي الى درجة معينة في اناء مغلق حجمه لتر يتحلل حسب المعادلة : $2NOCl \rightleftharpoons 2NO + Cl_2$ وعند وصول التفاعل الى حالة الاتزان وجد ان الضغط الكلي لمزيج الاتزان يساوي 1 atm والضغط الجزئي لغاز NOCl يساوي 0.4 atm

احسب : 1 - الضغط الجزئي لغازي NOCl قبل التحلل .

2 - ثابت الاتزان K_p للتفاعل عند نفس درجة الحرارة .

وزاري 2013 د 1 + 2014 د 2

الجواب

	$2NOCl_{(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)} + Cl_{2(g)}$		
الضغط / atm	2NOCl	2NO	Cl_2
الضغوط الابتدائية	Y	0	0
التغير في الضغوط	- 2 X	+ 2 X	+ X
الضغوط عند الاتزان	Y - 2 X = 0.4	2 X	X

(1) الضغوط الجزيئية لخليط الغازات عند الاتزان :

$P_T = P_{NOCl} + P_{NO} + P_{Cl_2}$

حيث P_T الضغط الكلي

$1 = 0.4 + 2X + X$

$3X = 1 - 0.4 = 0.6$

$X = \frac{0.6}{3} = 0.2$ atm

عند الاتزان

$P_{NOCl} = Y - 2X \rightarrow 0.4 = Y - 2(0.2) \rightarrow Y = 0.4 + 0.4 = 0.8$ atm

الضغط الجزيئي لغاز NOCl في بداية التفاعل (قبل التحلل)

$P_{NOCl} = Y =$ 0.8 atm

(2) حساب K_p لتفاعل :

$$K_p = \frac{P^2_{NO} * P_{Cl_2}}{P^2_{NOCl}} = \frac{(0.4)^2 * (0.2)}{(0.4)^2}$$

$K_p = 0.2$

سؤال (2 - 12) في الكتاب

التفاعل التالي يجري بدون عامل مساعد : $2NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}$ وعند وصول التفاعل الى حالة الاتزان وجد ان الضغوط الجزئية $P_{NO_2} = 1.6$ atm ، $P_{N_2O_4} = 0.4$ atm ، عند درجة حرارة 100 C° احسب : 1 - K_P للتفاعل .

2 - ماذا يحدث للضغوط الجزئية للغازات في خليط الاتزان بعد اضافة العامل المساعد .

الجواب

(1)
$$K_P = \frac{P^2_{NO_2}}{P_{N_2O_4}} \rightarrow K_P = \frac{(1.6)^2}{(0.4)} \rightarrow K_P = \frac{2.56}{0.4}$$
$K_P = 6.4$

(2) عند إضافة العامل المساعد فان الضغوط الجزيئية للغازات لا تتأثر لان العامل المساعد فقط يقلل من زمن وصول التفاعل إلى حالة الاتزان .

سؤال (2 - 15) في الكتاب

للتفاعل المتزن : $NiO_{(s)} + CO_{(g)} \rightleftharpoons Ni_{(s)} + CO_{2(g)}$

بدرجة حرارة 727C° وصل التفاعل حالة الاتزان فوجد ان ضغط غاز CO في الفرن يساوي 304 Torr والضغط الكلي يساوي 1 atm ما ثابت الاتزان K_P للتفاعل . (معلومة : 1 atm = 760 Torr)

الجواب

$$NiO_{(s)} + CO_{(g)} \rightleftharpoons Ni_{(s)} + CO_{2(g)}$$

الضغط الجزيئي لغاز CO عند الاتزان $P_{CO} = 304$ Torr

نحول ضغط غاز CO من وحدة Torr الى وحدة atm :

$$P_{CO} = \frac{304}{760} = 0.4 \text{ atm}$$ ((**عند الاتزان**))

$P_T = P_{CO} + P_{CO_2}$

$1 = 0.4 + P_{CO_2} \rightarrow P_{CO_2} = 1 - 0.4$

$P_{CO_2} = 0.6$ atm

$$K_P = \frac{P_{CO_2}}{P_{CO}} \rightarrow K_P = \frac{0.6}{0.4}$$

$K_P = 1.5$

سؤال (2 - 21) في الكتاب

للتفاعل الاتي $2C_{(s)} + O_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)}$ سخنت كمية كافية من الكاربون بوجود الاوكسجين الذي كان تحت ضغط 1.4 atm في وعاء حجمه لتر وعند درجة حرارة معينة وصل التفاعل حالة الاتزان فوجد ان ضغط غاز CO عند الاتزان = 0.8 atm جد K_p للتفاعل ؟

الجواب

	$2C_{(s)}$ +	$O_{2\,(g)}$ ⇌	$2CO_{(g)}$
الضغط / atm	2C	O_2	2CO
الضغوط الابتدائية	صلب	1.4	0
التغير في الضغوط	.....	- X	+ 2X
الضغوط عند الاتزان	......	1.4 - X 1.4 - 0.4 1	2 X 0.8

ان المتكون من غاز CO = 0.8 atm

حيث المتكون من غاز CO = 2 X

اي ان 2 X = 0.8

$$X = \frac{0.8}{2} = 0.4 \text{ atm}$$

$$K_p = \frac{P^2_{CO}}{P_{O_2}}$$

$$K_p = \frac{(0.8)^2}{(1)}$$

$$K_p = 0.64$$

ملاحظات عامة

1 - اذا اعطى في السؤال النسبة المئوية للتفكك او درجة التفكك (التحلل) لاحد المواد المتفاعلة فيمكن حساب المتفكك (المتحلل) من المادة والذي يمثل X لكل مول من المادة في المعادلة الموزونة ، من العلاقة الاتية :

$$\text{النسبة المئوية للمتحلل (المتفكك)} = \frac{\text{المتحلل (المتفكك) من المادة}}{\text{التركيز الابتدائي}} \times 100\ \%$$

حيث المتفكك (المتحلل) من المادة يمثل X لكل مول .

مثال توضيحي :

	$2A$	$\rightleftharpoons$	A_2
التراكيز الابتدائية	1		0
التغير في التراكيز	- 2 X		+ X
التراكيز الابتدائية	1 - 2 X		X

(2 X) المتحلل (المتفكك) من A

$$\text{النسبة المئوية للمتحلل (A)} = \frac{2X}{1} \times 100\ \%$$

2 - يمكن حساب الضغط الجزيئي (P) للغاز بدلالة عدد المولات ، باستخدام القانون العام للغازات :

$$PV = nRT$$

حيث P الضغط الجزئي للغاز بوحدة (atm)

V الحجم بوحدة (L)

n عدد المولات (mol) حيث ($n\ (mol) = \frac{m\ (g)}{M\ (g/mol)}$)

R ثابت الغاز = 0.082 (L.atm / K.mol)

T درجة الحرارة بالكلفن (K)

سؤال

للتفاعل المتزن : $2A_{(g)} \rightleftharpoons A_{2\,(g)}$ وجد انه عند وضع مول من A_2 في اناء التفاعل حجمه لتر واحد عند (STP) يصل التفاعل حالة الاتزان فوجد انه يتحلل 1 % من A_2 . ما قيمة K_c للتفاعل ؟ وما تركيز A الذي يكون في حالة اتزان مع 0.01 M من A_2 وعند ظروف التفاعل نفسها .

الجواب

المطلب الاول : حساب قيمة K_c للتفاعل

$$M\ (mol/L) = \frac{n\ (mol)}{V\ (L)} = \frac{n\ (mol)}{1\ (L)} = n\ (mol)$$

النسبة المئوية للمتحلل من A_2 = $\frac{\text{المتحلل من المادة } A_2}{\text{التركيز الابتدائي } A_2}$ x 100 %

1 % = $\frac{\text{المتحلل من المادة } A_2}{1}$ x 100 %

المتحلل من المادة A_2 = $\frac{1}{100}$ = 0.01 (mol / L)

حيث المتحلل من المادة A_2 = X = 0.01 (mol / L)

حيث المتحلل من المادة A_2 يمثل قيمة المتفككة من A_2 اي يمثل قيمة X

	$A_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2A_{(g)}$	
التركيز / M	A_2	2A
التراكيز الابتدائية	1	0
التغير في التراكيز	- X	+ 2 X
التراكيز عند الاتزان	1 - X	2 X

(عند الاتزان) $[A_2] = 1 - X = 1 - 0.01 = 0.99 \ (mol / L)$

(عند الاتزان) $[A] = 2X = 2 \times 0.01 = 0.02 \ (mol / L)$

$$K_c = \frac{[A]^2}{[A_2]} = \frac{(0.02)^2}{(0.99)}$$

$$K_c = 4 \times 10^{-4}$$

المطلب الثاني : حساب تركيز $[A]$ عند الاتزان وعندما يكون تركيز $[A_2] = 0.01 \ M$ ،

$$A_2 \rightleftharpoons 2A$$

	A_2	$2A$
عند الاتزان	0.01	?

$$K_c = \frac{[A]^2}{[A_2]}$$

$$4 \times 10^{-4} = \frac{[A]^2}{(0.01)} = \frac{[A]^2}{(10^{-2})}$$

$[A]^2 = 4 \times 10^{-6}$ بالجذر التربيعي للطرفين

$[A] = 2 \times 10^{-3} \ (mol / L) = 0.002 \ (mol / L)$

سؤال (2 - 19) في الكتاب

وزاري 2014 الدور الاول

اذا كانت درجة تفكك مول واحد N_2O_4 الى NO_2 هي 20 % عند درجة حرارة $27 \ C^\circ$ وضغط 1 atm في اناء حجمه لتر واحد . احسب قيمة K_c للتفاعل .

جواب السؤال

جواب السؤال (2 - 19)

(حجم اناء التفاعل 1L) $M\ (mol/L) = \frac{n\ (mol)}{V\ (L)} = \frac{n\ (mol)}{1\ (L)} = n\ (mol)$

من منطوق السؤال ان كل 1 mol من N_2O_4 يتفكك منه 20 % الى NO_2 .

النسبة المئوية للمتفكك من N_2O_4 = $\frac{\text{المتفكك من المادة } N_2O_4}{\text{التركيز الابتدائي } N_2O_4} \times 100\ \%$

$20\ \% = \frac{\text{المتفكك من المادة } N_2O_4}{1} \times 100\ \%$

حيث المتفكك من المادة N_2O_4 يمثل قيمة X

المتفكك من المادة N_2O_4 = $\frac{20}{100} = 0.2\ (mol/L)$

حيث المتفكك من المادة N_2O_4 = $X = 0.2\ (mol/L)$

$X = 0.2\ (mol/L)$

	$N_2O_{4\,(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2\,(g)}$	
التركيز / M	N_2O_4	$2NO_2$
التراكيز الابتدائية	1	0
التغير في التراكيز	- X	+ 2 X
التراكيز عند الاتزان	1 - X	2 X

عند الاتزان $[N_2O_4] = 1 - X = 1 - 0.2 = 0.8\ M$

عند الاتزان $[NO_2] = 2X = 2 * 0.2 = 0.4\ M$

$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{(0.4)^2}{(0.8)} = \frac{0.16}{0.8}$

$K_c = 0.2$

سؤال (2 - 18) في الكتاب

وضع 4 g من غاز HF في وعاء مغلق حجمه 2 L عند درجة حرارة 27 C° وترك في الـــوعاء المغلق يتفكك حتى تم الاتزان الكيميائي حسب المعادلة الاتية $2HF \rightleftharpoons H_{2(g)} + F_{2(g)}$ فاذا كان K_P للتفاعل يساوي 1.21 . احسب الضغط الجزئي لغاز HF عند الاتزان علماً بان الكتلة المولية للغاز تساوي 20 g/ mol . استفد : $\sqrt{1.21} = 1.1$

الجواب

$$n_{HF} = \frac{m\,(g)}{M\,(g/mol)} = \frac{4}{20} = 0.2\ (mol)$$

$$T(K) = t(C^\circ) + 273 = 27 + 273 = 300\ K$$

يمكن حساب الضغط الجزيئي لغاز HF من القانون العام للغازات : $PV = nRT$

$$P_{HF} * 2 = 0.2 * 0.082 * 3000 \rightarrow P_{HF} * 2 = 4.92$$

$$P_{HF} = \frac{4.92}{2} = 2.46\ atm$$ (الضغط الابتدائي لغاز HF)

	$2HF_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + F_{2(g)}$		
الضغط / atm	2HF	H_2	F_2
الضغوط الابتدائية	2.46	0	0
التغير في الضغوط	- 2 X	+ X	+ X
الضغوط عند الاتزان	2.46 - 2 X	X	X

$$K_P = \frac{P_{H_2} * P_{F_2}}{P^2_{HF}} \rightarrow 1.21 = \frac{X * X}{(2.46 - 2X)^2}$$

$$1.21 = \frac{X^2}{(2.46 - 2X)^2}$$ نجذر الطرفين

$$1.1 = \frac{X}{(2.46 - 2X)} \rightarrow X = 1.1\ (2.46 - 2X)$$

$$X = 2.7 - 2.2X$$

$$X + 2.2X = 2.7 \rightarrow 3.2X = 2.7$$

$$X = \frac{2.7}{3.2} = 0.84\ atm$$

الضغط الجزيئي لغاز HF عند الاتزان :

$$P_{HF} = 2.46 - 2X \rightarrow P_{HF} = 2.46 - (2 * 0.84) = 2.46 - 1.68$$

$$P_{HF} = 0.78\ atm$$

العلاقة بين الطاقة الحرة ΔG و ثابت الاتزان

التفاعل العام الآتي : $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

ترتبط الطاقة الحرة غير القياسية ΔG مع الطاقة الحرة القياسية ΔG° لهذا التفاعل العام بالعلاقة الاتية :

قبل الاتزان

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \quad \text{—— (1)}$$

حيث : R ثابت الغاز ويساوي بوحدات الطاقة ($R = 8.314 \ J / K.mol$)

T درجة الحرارة بوحدة الكلفن

❂ عند وصول التفاعل الى حالة الاتزان فان قيمة الطاقة الحرة غير القياسية ΔG تكون صفراً ، اي :

$$\Delta G = 0$$

وكذلك عند الاتزان يصبح $\frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = K_{eq}$

عند التعويض بالمعادلة (1) عن قيمة ($\Delta G = 0$) و عن ($\frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = K_{eq}$) ، فتصبح العلاقة على الصورة الاتية :

$$\Delta G^\circ = - RT \ln K_{eq}$$

ان $\ln X = 2.3.03 \log X$ ، لذا تصبح المعادلة بالشكل الاتي :

$$\Delta G^\circ = - 2.303 \, RT \log K_{eq}$$

حيث : ΔG° الطاقة الحرة القياسية للتفاعل

K_{eq} ثابت الاتزان الكيميائي

✪ في هذه المعادلة يستخدم K_P لتفاعلات الغازات عندما يعبر عن كميتها بدلالة الضغوط الجزئية ويستخدم K_C للتفاعلات في محاليل عندما يعبر عن كميتها بدلالة تراكيزها المولارية .

العلاقة بين ΔG° و قيمة K_{eq} وتلقائية التفاعل

K_{eq}	$\ln K_{eq}$	ΔG°	ملاحظات
$K_{eq} > 1$	موجبة	سالبة (−)	التفاعل تلقائي ، ويكون امامي باتجاه النواتج
$K_{eq} < 1$	سالبة	موجبة (+)	التفاعل غير تلقائي ، ويكون عكسي باتجاه المتفاعلات .
$K_{eq} = 1$	0	0	التفاعل في حالة الاتزان

تمرين (2 - 5) في الكتاب

احسب ثابت الاتزان K_p للتفاعل التالي عند درجة حرارة $25\ C^\circ$ وضغط 1 atm .

$$2H_2O_{(l)} \rightleftharpoons 2H_{2\,(g)} + O_{2\,(g)}$$

اذا علمت ان الطاقة الحرة القياسية لتكوين الماء هي : $\Delta G_f^\circ\ (H_2O) = -237\ KJ/mol$

وبين هل يحدث هذا التفاعل تلقائياً في درجة حرارة $25\ C^\circ$.

علما ان : $\log 6.8 = 0.83$

جواب التمرين

جواب تمرين (5 - 2)

$$2H_2O_{(l)} \rightleftharpoons 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$$

$$\Delta G_r^\circ = \sum n\,\Delta G_f^\circ{}_{(P)} - \sum n\,\Delta G_f^\circ{}_{(R)}$$

$$\Delta G_r^\circ = [\ 2 \times \Delta G_f^\circ{}_{(H_2)} + \Delta G_f^\circ{}_{(O_2)}\ ] - [\ 2 \times \Delta G_f^\circ{}_{(H_2O)}\ ]$$

$$\Delta G_r^\circ = [\ 2 \times 0 + 0\ ] - [\ 2 \times (-237)\ ] = 0 - (-474)$$

$$\Delta G_r^\circ = 474\ (KJ/mol)$$

نحول وحدة الطاقة الحرة ΔG_r° من (KJ / mol) الى (J / mol) :

$$\Delta G_r^\circ = 474 \times 1000 = 474000\ (J/mol)$$

التفاعل غير تلقائي لان ΔG_r° موجبة

$$T(K) = t(C^\circ) + 273$$

$$T = 25 + 273 = 298\ K$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_{eq}$$

$$474000 = -8.314 * 298 \ln K_P$$

$$474000 = -2\,477.57 \ln K_{eq}$$

$$\ln K_P = -\frac{474000}{2477.57} = -191.3$$

نحول ln الى log باستخدام العلاقة :

$$\ln K_{eq} = 2.3 \log K_{eq}$$

$$2.3 \log K_P = -191.3$$

نقسم الطرفين على log :

$$\log K_P = \frac{-191.3}{2.3} = -83.17$$

$$K_P = \log^{-}(-83.17)$$

$$K_P = 10^{-83.17}$$

$$K_P = 10^{-83.17} \times 10^{84} \times 10^{-84}$$

$$K_P = 10^{0.83} \times 10^{-84}$$

$$K_P = 6.8 \times 10^{-84}$$

$$K_P \approx 7 \times 10^{-84}$$

حيث $\log 6.8 = 0.83$

نقسم الطرفين على log نحصل على :

$$6.8 = \log^{-}(0.83)$$

$$6.8 = 10^{0.83}$$

سؤال (2 - 6) في الكتاب

ثابت الاتزان لتفاعل ما عند $25\ C^{\circ}$ يساوي 1×10^{-5} و ΔS_r° للتفاعل نفسه ويساوي $-0.5\ KJ/K.mol$ احسب قيمة ΔH_r° للتفاعل .

الجواب

$$T(K) = t(C^{\circ}) + 273$$
$$T = 25 + 273 = 298\ K$$

$$\Delta G_r^{\circ} = -2.303\ RT \log K_{eq}$$
$$\Delta G_r^{\circ} = -2.303 * 8.314 * 289 \log 10^{-5}$$
$$\Delta G_r^{\circ} = -5705.8 * (-5)$$
$$\Delta G_r^{\circ} = 28529\ J/mol$$
$$\Delta G_r^{\circ} = \frac{28529}{1000} = 28.529\ KJ/mol$$
$$\Delta G_r^{\circ} = \Delta H_r^{\circ} - T\Delta S_r^{\circ}$$
$$28.529 = \Delta H_r^{\circ} - 298 * (-0.5)$$
$$28.529 = \Delta H_r^{\circ} + 149$$
$$\Delta H_r^{\circ} = 28.529 - 149$$
$$\Delta H_r^{\circ} = -120.471\ KJ \approx -120.5\ KJ$$

سؤال (2 - 23) في الكتاب

اذا علمت ان ثابت التأين الذاتي للماء عند درجة حرارة $25\ C^{\circ}$ وضغط $1\ atm$ تساوي 1×10^{-14} . احسب قيمة ΔG° للتأين . $H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

الجواب

$$T(K) = t(C^{\circ}) + 273 = 25 + 273 = 298\ K$$

$$\Delta G^{\circ} = -\ R\ T\ \ln K_{eq}$$

$$\Delta G^{\circ} = -\ (8.314 \times 298)\ \ln 10^{-14}$$

$$\Delta G^{\circ} = -\ 2477.57 \times 2.303 \log 10^{-14}$$

$$\Delta G^{\circ} = -\ 2477.57 \times 2.303 \times (-14)$$

$$\Delta G^{\circ} \approx +79881\ (J/mol)$$

قاعدة لو شاتليه

اذا اثر مؤثر خارجي مثل تغير التركيز او الحجم او الضغط او درجة الحرارة على تفاعل ما في حالة اتزان ، فان هذا التفاعل يتجه بالاتجاه الذي يقلل من تأثير ذلك المؤثر ليصل التفاعل الى حالة اتزان جديدة .

العوامل المؤثرة على حالة الاتزان :

1 – تأثير تغير التراكيز على موضع الاتزان :

أ - تأثير اضافة تراكيز للنواتج :

عند اضافة او زيادة تراكيز المواد الناتجة فانه يسبب خلل في حالة الاتزان ويتجه التفاعل بالاتجاه الذي يقلل من الكمية الزائدة من التركيز المضاف للنواتج اي ينشط التفاعل الخلفي (العكسي) نحو المتفاعلات الى ان يصل الى حالة اتزان مرة ثانية .
(تبقى قيمة K_{eq} ثابتة)

$$A \rightleftharpoons B$$

اضافة زيادة من تركيز B

(هذه الإضافة تؤدي إلى إخلال في حالة الاتزان ويرجح التفاعل العكسي نحو المتفاعلات)

ب - تأثير إضافة تراكيز للمتفاعلات :

عند اضافة او زيادة تراكيز المواد المتفاعلة فانه يسبب خلل في حالة الاتزان ويتجه التفاعل بالاتجاه الذي يقلل من الكمية الزائدة من التركيز المضاف للمتفاعلات اي ينشط التفاعل الامامي نحو النواتج الى ان يصل الى حالة اتزان مرة ثانية .
(تبقى قيمة K_{eq} ثابتة)

$$A \rightleftharpoons B$$

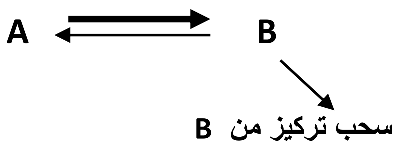
اضافة زيادة من تركيز A

(هذه الإضافة تؤدي إلى إخلال في حالة الاتزان ويرجح التفاعل الامامي نحو النواتج)

الخلاصة : الإضافة توجه التفاعل باتجاه عكس الإضافة للتخلص من الزيادة الحاصلة والعودة للاتزان ، اي إذا كانت الإضافة للنواتج يكون اتجاه التفاعل خلفي نحو المتفاعلات ، ما إذا كانت الإضافة للمتفاعلات فيكون اتجاه التفاعل أمامي نحو النواتج

ج - تأثير سحب تراكيز من النواتج :

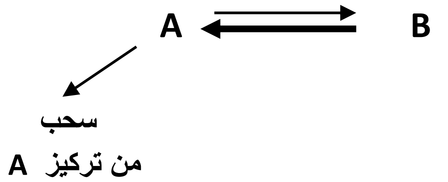
عنـــد سحب تراكيز من المواد الناتجة فانه يسبب خلل في حالة الاتزان ويتجه التفاعل بالاتجاه الأمامي نحو النواتج لتعويض عـن النقص الحاصل في تركيز النواتج إلى أن يصل التفاعل إلى حالة اتزان مرة ثانية . (تبقى قيمة K_{eq} ثابتة)



(سحب تراكيز من النواتج يؤدي إلى إخلال في حالة الاتزان ويرجح التفاعل الامامي نحو النواتج)

د - تأثير سحب تراكيز من المتفاعلات :

عنـــد سحب تراكيز من المواد المتفاعلة فانه يسبب خلل في حالة الاتزان ويتجه التفاعل بالاتجاه الخلفي (العكسي) نحو المتفاعلات لتعويض عـن النقص الحاصل في تركيز المتفاعلات إلى أن يصل التفاعل إلى حالة اتزان مرة ثانية . (تبقى قيمة K_{eq} ثابتة)



(سحب تراكيز من المتفاعلات يؤدي إلى إخلال في حالة الاتزان ويُنشط التفاعل العكسي نحو المتفاعلات)

السحب : السحب يوجه التفاعل باتجاه السحب لتعويض عن النقص الحاصل بالتركيز والعودة للاتزان ، اي إذا كان السحب من النواتج يكون اتجاه التفاعل أمامي نحو النواتج ، ما إذا كان السحب من المتفاعلات فيكون اتجاه التفاعل خلفي نحو المتفاعلات

❁ **في جميع الحالات أعلاه (أ ، ب ، ج ، د) (في حال الإضافة أو السحب) : تختل حالة الاتزان ولكن قيمة K_{eq} لا تتغير وتبقى ثابتة (بثبوت درجة الحرارة) .**

2 - تأثير تغير الضغط أو حجم إناء التفاعل على موضع الاتزان :

يؤثر تغير الضغط على حالة الاتزان في التفاعلات الكيميائية التي تكون فيها المواد في **الحالة الغازية** (**اي ان المواد الغازية هي فقط التي تتأثر بتغير الضغط**) ، حيث تاثير الضغط على المواد الصلبة و السائلة يكاد يكون مهملاً (لانه ضئيل جداً) .

❁ **لبيان تأثير الضغط على التفاعلات المتزنة هناك حالتان :**

1- التفاعلات التي يكون فيها $\Delta n_g \neq 0$:

اي عدد مولات المواد المتفاعلة ≠ عدد مولات المواد الناتجة

زيادة الضغط او نقصان الحجم :

ان زيادة الضغط او تقليص (نقصان) الحجم تؤدي الى اخلال في حالة الاتزان ويتجه التفاعل نحو عدد المولات او الحجوم الاقل للتخلص من تأثير زيادة الضغط ، **قيمة K_{eq} لا تتغير تبقى ثابته .**

نقصان الضغط او زيادة الحجم :

ان نقصان الضغط او زيادة الحجم تؤدي الى اخلال في حالة الاتزان ويتجه التفاعل نحو عدد المولات او الحجوم الاكبر للتخلص من تأثير انخفاض الضغط ، **قيمة K_{eq} لا تتغير تبقى ثابته .**

هناك نوعان من التفاعلات التي يكون فيها $\Delta n_g \neq 0$

أ عندما يكون عدد مولات او حجوم المتفاعلات اكبر من عدد مولات او حجوم النواتج :

اذا كانت - = Δn_g أي حجوم (او مولات) المتفاعلات اكبر من حجوم (او مولات) النواتج

س / التفاعل الغازي : $2SO_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3\,(g)}$

	$2SO_2$	O_2	$2SO_3$
مولات	2mol	1mol	2mol
حجوم	2L	1L	2L

ما تأثير العوامل الآتية على موضع الاتزان وعلى قيمة K_{eq} :.

١- زيادة الضغط (او نقصان الحجم)   ٢- نقصان الضغط (او زيادة الحجم)

الجواب

١- زيادة الضغط (او نقصان الحجم) :

(في هذا التفاعل $\Delta n_g = -1$ فان زيادة الضغط او تقليص الحجم تسبب خلل في حالة الاتزان وينشط التفاعل الامامي نحو المولات او الحجوم الاقل اي نحو تكوين SO_3) ، قيمة K_{eq} لا تتغير .

٢- نقصان الضغط (او زيادة الحجم) :

(في هذا التفاعل $\Delta n_g = -1$ فان نقصان الضغط او زيادة الحجم تنشط التفاعل العكسي نحو المولات او الحجوم الاكبر اي نحو المتفاعلات O_2 ، SO_2) ، قيمة K_{eq} لا تتغير .

ملاحظة : في معظم الاسئلة التي يطلب فيها بيان تاثير الضغط على حالة الاتزان وقيمة ثابت الاتزان K_p لا يعطي معادلة التفاعل ، ولكن يذكر قيمة Δn_g ، عندها يمكن كتابة معادلة تفاعل افتراضية كلاتي :

مثلا ذكر في السؤال : قيمة Δn تساوي (1 -) .

فتكون معادلة التفاعل الافتراضية : $2A \rightleftharpoons B$

(بعد ذلك يمكن الاجابة عن السؤال وبيان تاثير الضغط على حالة الاتزان وقيمة ثابت الاتزان K_p) .

ب - عندما يكون عدد مولات او حجوم النواتج اكبر من عدد مولات او حجوم المتفاعلات :

اذا كانت $\Delta n_g = +$ للتفاعل أي حجوم (او مولات) النواتج اكبر من حجوم (او مولات) المتفاعلات .

س / التفاعل الغازي :

$$2NO_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)} + O_{2\,(g)}$$

	$2NO_2$	$2NO$	O_2
مولات	2mol	2mol	1mol
حجوم	2L	2L	1L

ما تأثير العوامل الآتية على موضع الاتزان وعلى قيمة K_{eq} :.

١- زيادة الضغط (او نقصان الحجم) ٢- نقصان الضغط (او زيادة الحجم)

الجواب

١- زيادة الضغط (او نقصان الحجم :

(في هذا التفاعل زيادة الضغط او تقليص الحجم ينشط التفاعل العكسي نحو المولات او الحجوم الاقل اي نحو NO_2) ، قيمة K_{eq} لا تتغير .

٢- نقصان الضغط او زيادة الحجم :

(في هذا التفاعل نقصان الضغط او زيادة الحجم تنشط التفاعل الامامي نحو المولات او الحجوم الاكبر اي نحو تكوين O_2 ، NO) ، قيمة K_{eq} لا تتغير .

ملاحظة : اذا لم يعطى في السؤال معادلة التفاعل الموزونة وذكر قيمة Δn_g ، عندها يمكن كتابة معادلة افتراضية كلاتي :

مثلا ذكر في السؤال : قيمة Δn تساوي (+1) .

فتكون معادلة التفاعل الافتراضية : $A \rightleftharpoons 2B$

(بعد ذلك يمكن الاجابة عن السؤال وبيان تاثير الضغط على حالة الاتزان وقيمة ثابت الاتزان K_p) .

2 - التفاعلات التي يكون فيها $\Delta n_g = 0$:

عدد مولات المواد المتفاعلة = عدد مولات المواد الناتجة

ان زيادة او انخفاض الضغط المسلط على هذا النوع من التفاعلات لا يؤثر في حالة الاتزان لان اي تغير في الضغط المسلط زيادة او نقصان سيكون تأثيره متساويا على جانبي التفاعل . **قيمة K_{eq} لا تتغير** .

مثل : $2HBr_{(g)} \rightleftarrows Br_{2(g)} + H_{2(g)}$

2mol	1mol	1mol	مولات
2L	1L	1L	حجوم

لهذا التفاعل $\Delta n_g = 0$

التغيير	اتجاه التفاعل
زيادة الضغط	يتجه التفاعل باتجاه عدد المولات الاقل
نقصان الضغط	يتجه التفاعل باتجاه عدد المولات الاكثر
زيادة الحجم	يتجه التفاعل باتجاه عدد المولات الاكثر
نقصان الحجم	يتجه التفاعل باتجاه عدد المولات الاقل

3 - تأثير درجة الحرارة :

يمكن تقسيم التفاعلات الكيميائية من حيث انبعاث او امتصاص الحرارة الى قسمين هما :

أ - التفاعلات الماصة للحرارة (ΔH = +)

ان التفاعل المتوازن يتظمن تفاعلين احدهما عكس الاخر اي يتظمن تفاعلين احدهما ماص للحرارة و الاخر باعث للحرارة .

ماص

$$A \rightleftharpoons B \qquad \Delta H = +$$

باعث

زيادة درجة الحرارة (تسخين) : زيادة درجة الحرارة في هذا النوع من التفاعلات يؤدي الى اخلال في حالة الاتزان ويتجه التفاعل بالاتجاه الذي يقود الى امتصاص الحرارة المضافة اي ان ارتفاع درجة الحرارة ينشط **التفاعل الماص للحرارة** اي التفاعل الامامي في التفاعل اعلاه ، **وبالتالي تزداد قيمة** K_{eq} .

خفض درجة الحرارة (تبريد) : ان خفض درجة الحرارة (التبريد) في هذا النوع من التفاعلات يؤدي الى اخلال في حالة الاتزان ويتجه التفاعل بالاتجاه الذي يقود الى انبعاث الحرارة ليتم التعويض عن الطاقة الحرارية اي ينشط **التفاعل العكسي الباعث للحرارة** في التفاعل اعلاه ، **وبالتالي تقل قيمة** K_{eq} .

ب - التفاعلات الباعثة للحرارة (ΔH = -)

باعث

A ⇌ B   ΔH = -

ماص

زيادة درجة الحرارة (تسخين) : زيادة درجة الحرارة في هذا النوع من التفاعلات يؤدي الى اخلال في حالة الاتزان ويتجه التفاعل بالاتجاه الذي يقود الى امتصاص الحرارة المضافة اي ان ارتفاع درجة الحرارة ينشط التفاعل الماص للحرارة اي التفاعل العكسي في التفاعل اعلاه ، **وبالتالي تقل قيمة** K_{eq} .

خفض درجة الحرارة (تبريد) : ان خفض درجة الحرارة (التبريد) في هذا النوع من التفاعلات يؤدي الى اخلال في حالة الاتزان ويتجه التفاعل بالاتجاه الذي يقود الى انبعاث الحرارة ليتم التعويض عن الطاقة الحرارية اي ينشط التفاعل الامامي الباعث للحرارة في التفاعل اعلاه ، **وبالتالي تزداد قيمة** K_{eq} .

الخلاصة :
ان زيادة درجة الحرارة (عملية التسخين) ترجح التفاعل الماص للحرارة من اجل التخلص من الزيادة الحاصلة في الحرارة
ان خفض درجة الحرارة (عملية التبريد) ترجح التفاعل الباعث للحرارة من اجل التعويض اعن النقص الحاصل في الحرارة

4 - تأثير العامل المساعد :

س / العامل المساعد لا يؤثر على حالة الاتزان ولا على قيمة K_{eq} ؟ علل ذلك .

الجواب

لأنـه يؤثر على سرعة التفاعل الامامي بنفس تاثيره على سرعة التفاعل الخلفي لكنه لا يؤثر على تراكيز خليط الاتزان ، الّا انه يسرع من الوصول الى حالة الاتزان اي ان الزمن اللازم للوصول الى حالة الاتزان سيكون اقل .

ملاحظة

عند ثبوت درجة الحرارة فان جميع العوامل التي ذكرت من تركيز وضغط وعامل مساعد لا تؤثر على قيمة ثابت الاتزان K_{eq} .

اي لا تتغير قيمة ثابت الاتزان K_{eq} الا بتغير درجة الحرارة .

مثال

للتفاعل المتزن الاتي : $5F_{2(g)} + Br_{2(g)} \rightleftharpoons 2BrF_{5(g)}$ ΔH للتفاعل تساوي 858 KJ عند درجة حرارة 1000 K و K_p للتفاعل تساوي 7.4×10^{-16} . بين هل قيمة K_p عند 1500 K للتفاعل اكبر ام اقل من قيمتها عند 1000 K للتفاعل نفسه .

الجواب

قيمة ΔH للتفاعل موجبة اي التفاعل ماص للحرارة (اي الامامي ماص والعكسي باعث) وعند رفع درجة الحرارة يتجه التفاعل نحو الامام نحو النواتج اي ينشط التفاعل الماص للحرارة وذلك للتخلص من الفائض في درجة الحرارة وبالتالي تزداد تراكيز الناتج عند الاتزان وتقل تراكيز المتفاعلات وبالتالي تزداد قيمة K_p للتفاعل عند درجة 1500 K ، اي قيمة K_p عند 1500 K اكبر من قيمته عند 1000 K . (لان ثابت الاتزان K_p يتناسب طرديا مع تراكيز النواتج)

ملاحظات

2 – اذا ذكر في منطوق السؤال : **ارتفعت او ازدادت درجة الحرارة** لحين الوصول الى حالة الاتزان ، فهذا يعني ان اتجاه التفاعل يكون **بالاتجاه الباعث للحرارة** .

اما اذا ذكر في منطوق السؤال : **انخفضت درجة الحرارة** لحين الوصول الى حالة الاتزان ، فهذا يعني ان اتجاه التفاعل يكون **بالاتجاه الماص للحرارة** .

تمرين (2 – 6) في الكتاب

اثيل ايثانوات هي مذيب جيد يستخدم على سبيل المثال لازالة طلاء الاظافر . يحضر من اضافة حامض الخليك الى كحول الايثانول . $CH_3COOH + C_2H_5OH \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_5 + H_2O$ اقترح بصفتك مهندس كيميائي لشركة كيميائية كيف بامكانك زيادة المنتوج من ايثانوات الاثيل بتغيير التركيز .

الجواب

1 سحب ايثانوات الاثيل ($CH_3COOC_2H_5$) باستمرار .

4 اضافة حامض الخليك (CH_3COOH) او كحول الايثانول (C_2H_5OH) او كلاهما لتنشيط التفاعل الامامي لتصريف الزيادة المضافة للمواد المتفاعلة .

ان العوامل اعلاه تسبب اخلال التوازن وتنشط التفاعل الامامي فيزداد تكوين الناتج ايثانوات الاثيل

ملاحظة

في اسئلة قاعدة لو شاتليه اذا اعطى في السؤال عاملين في ان واحد عامل الضغط والتركيز ، فان العامل المؤثر على حالة الاتزان في هذه الحالة هو التركيز فقط بغض النظر عن عامل الضغط اي يكون التأثير للتركيز لا للضغط . كما في تمرين (2 – 8) الفقرة 2 .

تمرين (2 – 7) في الكتاب

وزاري 2014 الدور الاول

للتفاعل المتزن الاتي :

$$3O_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2O_{3\,(g)} \qquad \Delta H = 428 \ KJ / mol$$

ما تأثير كل من العوامل الاتية على حالة الاتزان وثابت الاتزان ؟

1) زيادة الضغط على التفاعل وذلك بانقاص حجم الاناء .

2) زيادة الضغط باضافة مزيد من O_2 الى النظام .

3) خفض درجة الحرارة .

4) اضافة عامل مساعد .

الجواب

$$3O_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2O_{3\,(g)} \qquad \Delta H = +428 \ (KJ/mol)$$

1 - زيادة الضغط وذلك بإنقاص الحجم :

ان زيادة الضغط تؤدي الى اخلال في حالة الاتزان وينزاح التفاعل باتجاه المولات الاقل اي ينشط التفاعل الامامي نحو النواتج ، اما قيمة ثابت الاتزلان K_{eq} فانها لا تتغير .

2 اضافة مزيد من O_2 الى النظام :

ان زيادة تركيز O_2 يسبب خلل في حالة الاتزان و ينشط التفاعل الامامي اي ينزاح التفاعل نحو النواتج وذلك للتخلص من الزيادة في كمية O_2 ، اما قيمة ثابت الاتزلان K_{eq} فانها لا تتغير .

3 - خفض درجة الحرارة :

من قيمة ΔH يتبين ان التفاعل ماص للحرارة (اي الامامي ماص والعكسي باعث) وعند خفض درجة الحرارة تختل حالة الاتزان وينشط التفاعل العكسي اي يتجه التفاعل نحو الباعث للحرارة باتجاه المتفاعلات وذلك لتعويض النقص الحاصل في الحرارة وبالتالي يقل تركيز النواتج فتقل قيمة K_{eq} .

4 اضافة العامل المساعد :

اضافة العامل المساعد لا تؤثر على حالة الاتزان ولا على قيمة K_{eq} .

تمرين (2 – 8) في الكتاب

يصل مزيج الغازات C_2H_4 و H_2 و C_2H_6 الموضوعة في وعاء مغلق عند درجة $25\ C^{\circ}$ الى حالة الاتزان كما في التفاعل الاتي :

$$C_2H_{4\,(g)} + H_{2\,(g)} \rightleftharpoons C_2H_{6\,(g)} + 137\ (KJ/mol)$$

صف عدد من الاجراءات التي تؤدي الى رفع كمية C_2H_6 الناتجة من التفاعل .

الجواب

$$C_2H_{4\,(g)} + H_{2\,(g)} \underset{\text{ماص}}{\overset{\text{باعث}}{\rightleftharpoons}} C_2H_{6\,(g)} + 137\ (KJ/mol)$$

((ان الطاقة كتبت في جهة النواتج اي ان التفاعل باعث للحرارة ، و عدد مولات النواتج اقل من عدد مولات المتفاعلات $\Delta n_g = -1$))

1 **اضافة زيادة من المتفاعلات** $H_{2\,(g)}$ ، $C_2H_{4\,(g)}$.

2 **تبريد التفاعل .**

3 **سحب كميات من الناتج** $C_2H_{6\,(g)}$.

4 **زيادة الضغط او تقليل الحجم .**

سؤال (2 – 7) في الكتاب

للتفاعل المتزن الغازي الباعث للحرارة $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$ كيف تتغير حالة الاتزان ولماذا ؟

1) عند زيادة الضغط المسلط على التفاعل المتزن . 2) رفع درجة حرارة اناء التفاعل .

3) سحب غاز N_2O_4 المتكون عند الاتزان .

الجواب

1 – **عند زيادة الضغط تختل حالة الاتزان وينزاح التفاعل نحو المولات الاقل (اي ينزاح التفاعل نحو الامام) وذلك للتخلص من تأثير زيادة الضغط والعودة الى الاتزان ثانيةً (حسب قاعدة لو شاتليه) .**

2 – **عند رفع درجة الحرارة تختل حالة الاتزان وينشط التفاعل الماص للحرارة (اي ينشط التفاعل الخلفي) وذلك للتخلص من الفائض بدرجة الحرارة وتعود حالة الاتزان من جديد (حسب قاعدة لو شاتليه) .**

3 – **عند سحب غاز N_2O_4 تختل حالة الاتزان وينزاح التفاعل نحو الامام (اي ينشط التفاعل الامامي) وذلك لتعويض النقص الحاصل في تركيز النواتج والعودة الى الاتزان ثانيةً (حسب قاعدة لو شاتليه) .**

سؤال (2 – 8) في الكتاب

التفاعل الغازي المتزن الاتي $Cl_{2\,(g)} + PCl_{3\,(g)} \rightleftharpoons PCl_{5\,(g)}$ انثالبي التفاعل تساوي 92.5 KJ/mol

ما تأثير كل من العوامل التالية على حالة الاتزان وثابت الاتزان :

1 - خفض درجة الحرارة .
2 - اضافة زيادة من Cl_2 الى خليط الاتزان .
3 - سحب PCl_3 من خليط الاتزان .
4 - زيادة الضغط على خليط الاتزان .
5 - اضافة عامل مساعد .

الجواب

العامل	حالة الاتزان	ثابت الاتزان
1- خفض درجة الحرارة	ان $\Delta H = +$ أي ان التفاعل الامامي ماص للحرارة والتفاعل العكسي باعث للحرارة فان خفض درجة الحرارة تسبب خلل في حالة الاتزان وبالتالي ينزاح التفاعل بالاتجاه الباعث للحرارة (الاتجاه العكسي)	تقل قيمة K_{eq}
2- إضافة زيادة من Cl_2 الى خليط التوازن	يزداد تركيز النواتج فتختل حالة الاتزان ويتجه التفاعل بالاتجاه الذي يؤدي للتخلص من الزيادة الحاصلة بالنواتج أي يرجح التفاعل العكسي (الخلفي)	لا تتأثر قيمة K_{eq}
3- سحب PCl_3 من خليط الاتزان	يقل تركيز النواتج فتختل حالة الاتزان وينزاح التفاعل بالاتجاه الذي يقود للتعويض عن النقص الحاصل بالتركيز أي يرجح التفاعل الأمامي .	لا تتأثر قيمة K_{eq}
4 - زيادة الضغط على خليط الاتزان	ينزاح التفاعل نحو المولات الأقل لذا ينزاح نحو الخلف (أي يرجح التفاعل العكسي) .	لا تتأثر قيمة K_{eq}
5- إضافة العامل المساعد	يصل التفاعل الى حالة الاتزان بزمن اقل ولكن موضع الاتزان (اتجاه الاتزان) لايتأثر .	لا تتأثر قيمة K_{eq}

سؤال (2 – 9) في الكتاب

التفاعل المتزن الاتي : $2SO_{3(g)} \rightleftharpoons 2SO_{2(g)} + O_{2(g)}$ انثالبي التفاعل تساوي 198.2 KJ/mol -

ماذا يحدث لتراكيز SO_2 و O_2 و SO_3 عند الاتزان بعــد .

1 - زيادة درجة حرارة التفاعل .

2 - تقليل الضغط المسلط على التفاعل .

3 - زيادة تركيز SO_2 في خليط الاتزان .

4 - اضافة عامل مساعد .

الجواب

العامـــــل	تركيز $[SO_2]$ و $[O_2]$ و $[SO_3]$
1- زيادة درجة الحرارة	التفاعل باعث للحرارة (الأمامي) لذا فان ارتفاع درجة الحرارة يزيح التفاعل نحو التفاعل العكسي الماص للحرارة أي ينزاح التفاعل نحو المتفاعلات فيزداد تركيز SO_2 و O_2 ، و يقل تركيز الناتج SO_3 .
2- خفض الضغط المسلط على التفاعل	خفض الضغط يزيح التفاعل نحو المولات الأكبر أي نحو المتفاعلات فيزداد تركيز المتفاعلات SO_2 و O_2 ، ويقل تركيز الناتج SO_3 .
3- زيادة تركيز SO_2 في خليط الاتزان	اضافة زيادة من SO_2 يسبب خلل في حالة الاتزان ويتجه التفاعل نحو الأمام أي ينزاح التفاعل نحو النواتج فيزداد تركيز الناتج SO_3 ، ويقل تركيز المتفاعلات SO_2 و O_2 .
4- اضافة عامل مساعد	لا يؤثر على تراكيز خليط الاتزان

سؤال (2 – 10) في الكتاب

للتفاعل المتزن الغازي الباعث للحرارة $2PbS_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightleftharpoons 2PbO_{(s)} + 2SO_{2(g)}$ وضح تأثير كل من العوامل الاتية على حالة الاتزان وقيمة ثابت الاتزان .

1) خفض الضغط المسلط على التفاعل . 2) تبريد اناء التفاعل

العامل	حالة الاتزان	ثابت الاتزان
1- خفض الضغط المسلط على التفاعل	تختل حالة الاتزان وينزاح التفاعل نحو عدد المولات الاكبر أي ينزاح التفاعل نحو الخلف (نحو المتفاعلات) وذلك للتعويض عن النقص الحاصل في الضغط	لا تتأثر قيمة K_{eq}
2- تبريد اناء التفاعل	عند خفض درجة الحرارة يختل الاتزان ويتجه التفاعل باتجاه الباعث للحرارة أي ينزاح نحو الامام للتعويض عن النقص الحاصل في درجة الحرارة	تزداد قيمة K_{eq}

سؤال

صف اربع اجراءات تؤدي لرفع المنتوج للتفاعل الغازي المتزن الباعث للحرارة :

$$3H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$

الجواب

$$3H_{2(g)} + N_{2(g)} \underset{\text{ماص}}{\overset{\text{باعث}}{\rightleftharpoons}} 2NH_{3(g)}$$

1- تبريد اناء التوازن (لان التفاعل باعث للحرارة) .

2- زيادة الضغط (يتجه التفاعل نحو المولات الاقل) .

3- سحب غاز الامونيا NH_3 باستمرار .

4- اضافة H_2 او N_2 او كلاهما لتنشيط التفاعل الامامي لتصريف الزيادة المضافة للمواد المتفاعلة .

ان العوامل اعلاه تسبب اخلال التوازن وتنشط التفاعل الامامي فيزداد تكوين الامونيا .

سؤال (2 - 13) في الكتاب

للتفاعل المتزن : $2B_{(g)} \rightleftharpoons A_{(g)}$ ، كانت تراكيز الاتزان للمواد كما في تجارب الجدول التالي .
احسب K_c للتفاعل بدرجات الحرارة المختلفة ثم بين هل التفاعل ماص ام باعث للحرارة .

	A / (mol / L)	B / (mol / L)	درجة الحرارة / $^\circ C$
1)	0.01	0.8	127
2)	0.1	0.7	227

الجواب

1

$$K_c = \frac{[B]^2}{[A]} = \frac{(0.8)^2}{0.01}$$

$$K_c = \frac{0.64}{0.01}$$

$$K_c = 64$$

2

$$K_c = \frac{[B]^2}{[A]} = \frac{(0.7)^2}{0.1}$$

$$K_c = \frac{0.49}{0.1}$$

$$K_c = 4.9$$

من ملاحظة قيم التراكيز نجد ان تركيز المادة (A) يزداد بارتفاع درجة الحرارة بينما تركيز المادة (B) ينخفض هذا يعني ان التفاعل ينزاح نحو المتفاعلات (أي التفاعل عكسي) و بما انه بارتفاع درجة الحرارة ينزاح الاتــزان باتجاه التفاعل الماص للحرارة إذن التفاعل الخلفي ماص للحرارة والأمامي باعث للحرارة أي ان التفاعـــل **باعث للحرارة** .

سؤال (2 – 22) في الكتاب

وزاري 2016 الدور الاول

للتفاعل المتزن الاتي : $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$ وجد ان خليط الاتزان بدرجة حرارة $25\ C^{\circ}$ يحتوي على : $[SO_3] = 0.002\ mol/L$ و $[SO_2] = 0.08\ mol/L$ و $[O_2] = 0.01\ mol/L$ وعند تبريد التفاعل الى $10\ C^{\circ}$ وجد ان K_C للتفاعل يساوي 4 بين هل التفاعل باعث ام ماص للحرارة .

الجواب

$$K_C = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2\,[O_2]}$$

$$K_C = \frac{(0.008)^2}{(0.02)^2\,(0.01)} = \frac{64 \times 10^{-6}}{4 \times 10^{-4} * 10^{-2}}$$

$K_C = 16$ (عند درجة حرارة $25\ C^{\circ}$)

نلاحظ بعد تبريد التفاعل (أي خفض درجة الحرارة من $25\ C^{\circ}$ الى $10\ C^{\circ}$) انخفضت قيمة K_C و اصبحت 4 اذاً أتجه التفاعل نحو الخلف ، ومن المعلوم انه عند خفض درجة الحرارة يتجه التفاعل نحو الباعث ، أي ان التفاعل الخلفي باعث للحرارة والامامي ماص للحرارة ، **لذا نستنتج أن التفاعل مـــاص للحرارة** .

مثال

للتفاعل $2NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}$ ثابت الاتزان K_C لهذا التفاعل يساوي 6×10^{-3} عند درجة حرارة 298 K ولكنه يساوي 1.5×10^{-2} عند درجة حرارة $35\ C^{\circ}$ هل تفكك رابع اوكسيد ثنائي النتروجين باعث ام ماص للحرارة ؟

الجواب

نلاحظ ان قيمة K_C قد ازدادت بعد رفع درجة الحرارة من 298 K الى $35C^{\circ}$ (308 K) أي ان التفاعل اتجه نحو الامام ، ومن المعلوم عند رفع درجة الحرارة فان التفاعل يتجه نحو الماص ، لذا نستنتج ان التفاعل الامامي ماص للحرارة والعكسي باعث للحرارة ، وبالتالي فأن تفكك رابع وكسيد ثنائي النتروجين هو **تفاعل ماص للحرارة** .

العوامل المؤثرة على قيمة ثابت الاتزان

✿ عند ثبوت درجة الحرارة فان التغير في تراكيز المواد المتفاعلة او الناتجة او تغير الضغط او الحجم على التفاعلات المتزنة يغير فقط موضع الاتزان ، اي ان هذه العوامل لا تغير من قيمة ثابت الاتزان . وعليه لا تتغير قيمة ثابت الاتزان K_{eq} الا **بتغير درجة الحرارة فقط** حيث تزداد قيمة K_{eq} عندما ينزاح التفاعل باتجاه اليمين (اي عندما يكون التفاعل امامي) وتقل قيمة K_{eq} عندما ينزاح التفاعل باتجاه اليسار لان K_{eq} يتناسب طردياً مع تراكيز المواد الناتجة وعكسياً مع تراكيز المواد المتفاعلة .

علل / لا تتغير قيمة K_{eq} بتغير التراكيز او تغير الضغوط في التفاعلات المتوازنة عند ثبوت درجة الحرارة ؟

الجواب / لان قيمة النسبة بين تراكيز النواتج والمتفاعلات عند الاتزان تبقى ثابته ، لذا فان تغير التراكيز او الضغوط يغير فقط موضع الاتزان عند ثبوت درجة الحرارة .

اهمية ثابت الاتزان (K_c ، K_P)

من خلال قيم ثوابت الاتزان يمكن معرفة نواتج التفاعل ، فالقيم العالية لثوابت الاتزان تعني ان نسبة النواتج اعلى من نسبة المتفاعلات .

مثلاً يتفاعل النتروجين والاوكسجين (اللذان يعتبران المكونان الاساسيان للهواء الجوي) فيكونا غاز احادي اوكسيد النتروجين كما في معادلة التفاعل الاتية :

$$N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO \qquad K_{eq} = 4 \times 10^{-31}$$

ان قيمة ثابت الاتزان لهذا التفاعل قليلة جدا وهذه القيمة المنخفضة تدل على ان الاتزان ينزاح باتجاه المتفاعلات اي بالاتجاه العكسي .

علل / لا يقل تركيز غاز النتروجين والاوكسجين في الهواء الجوي رغم تفاعلهما لتكوين غاز احادي اوكسيد النتروجين كما في معادلة التفاعل الاتية : $K_{eq} = 4 \times 10^{-31}$ $\quad N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$ ؟

الجواب / لان قيمة K_{eq} لهذا التفاعل منخفضة جدا وهذا يدل على ان الاتزان ينزاح باتجاه المتفاعلات اي ان التفاعل يحدث بصعوبة شديدة لذا تبقى نسبة الاوكسجين والنتروجين ثابته في الجو .

ملاحظة

التفاعل : $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$ له ΔH موجبة اي التفاعل ماص للحرارة ، حيث يحتاج الى حرارة لازاحة التفاعل نحو الامام لذا فان المحافظة على درجة حرارة الارض من الارتفاع (ظاهرة الاحتباس الحراي) والتخلص من سمية غاز NO المتكون حفزت الكيميائيين على تطوير محفزات للتخلص من الغازات السامة مثل NO وكذلك CO او التخلص من زيادة CO_2 الناتجة عن احتراق الوقود الذي يسبب ارتفاع في درجة حرارة الارض .

اهمية قاعدة لو – شاتليه صناعياً

يمكن تصنيع حامض الكبريتيك بطريقة التلامس صناعياً والتي تتظمن الخطوات الاتية :

1 - احتراق الكبريت في الهواء عند 1000 C° لتكوين غاز SO_2 : $S_{(s)} + O_{2\,(g)} \rightarrow SO_{2\,(g)}$

2 - تفاعل مزيد من الهواء بوجود خماسي اوكسيد الفناديوم V_2O_5 كعامل مساعد لتكوين ثلاثي اوكسيد الكبريت :

$$2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3 \qquad \Delta H = -197\ KJ/mol$$

3 - امتصاص SO_3 باضافة حامض الكبريتيك المركز لتكوين حامض الكبريتيك الداخن :

$$SO_{3\,(g)} + H_2SO_{4\,(l)} \rightarrow H_2S_2O_{7\,(l)}$$

4 - اضافة الماء لتكوين حامض الكبريتيك بالتركيز المطلوب : $H_2S_2O_{7\,(l)} + H_2O_{\,(l)} \rightarrow 2H_2SO_{4\,(l)}$

نلاحظ ان الخطوة الثانية يكون التفاعل انعكاسي ولكي تعطي مزيد من الانتاج اي ازاحة التفاعل بالاتجاه الامامي حسب قاعدة لو شاتليه يجب اتباع الاجراءات الاتية :

أ – ادخال كميات هائلة من الهواء .
ب – ازاحة SO_3 المتكون .
ج – تبريد التفاعل .
د - زيادة الضغط .

أ – ادخال كميات هائلة من الهواء

ان ادخال كمية هائلة من الهواء حيث الهواء يحتوي على الاوكسجين O_2 يؤدي الى زيادة تركيز المواد المتفاعلة وبالتالي ينزاح التفاعل بالتجاه الامامي حسب قاعدة لو شاتليه وبالتلي زيادة تركيز SO_3 .

ب - ازاحة SO_3 المتكون

ان ازاحة SO_3 المتكون تسبب خلل في الاتزان ويتجه التفاعل نحو الامام فيزداد تركيز SO_3 .

((عند ازاحة SO_3 المتكون لا يمكن استخدام الماء مباشرة لامتصاص SO_3 حيث عند خلطهما يتكون ضباب من حامض H_2SO_4 لا يمكن تكثيفه وتحويله الى سائل بسهولة كما ان الحامض الداخن المتكون يعتبر مصدراً خطيراً للتلوث لذا يضاف حامض الكبريتيك ثم الماء)

ج – تبريد التفاعل

من قيمة ΔH للتفاعل نلاحظ ان التفاعل باعث للحرارة لذا فان تبريد التفاعل (خفض درجة الحرارة) يؤدي الى ترجيح التفاعل الامامي وبالتالي حصول زيادة في المنتج .

((تتم عملية التبريد بعملية ثلاثية او رباعية المراحل حيث بعد كل خطوة باعثة للحرارة يتم تبريد مخلوط الغاز مرة بعد اخرى الى درجة $400\ C^{\circ}$ قبل مروره على خماسي اوكسيد الفناديوم . اما الحرارة المتولدة نتيجة احتراق الكبريت ($1000\ C^{\circ}$) امكن استخدامها كمصدر للطاقة في اغراض كيميائية اخرى)) .

د - زيادة الضغط

ان زيادة الضغط يرجح التفاعل الامامي نحو المولات الاقل حسب قاعدة لو شاتليه وبالتالي يزداد الناتج .

((ان الضغوط العالية غير مجدية اقتصادياً بطريقة التلامس لذا يتم رفع الضغط الى الحد الذي يكفي لصنع الغازات))

سؤال (2 – 25) في الكتاب

ما العلاقة بين ظاهرة الاحتباس الحراري وزيادة كمية غاز NO في الهواء الجوي ؟

الجواب

كلما زادت كميت غاز NO في الهواء ازدادت ظاهرة الاحتباس الحراري .
حيث ان وجوده في الغلاف الجوي بكميات كبيرة يسبب ارتفاع حرارة سطح الارض كونه يمتص الحرارة المنبعثة مـــن سطح الارض ويعيق نفاذها خارج الغلاف الجـوي وبالتالي يؤدي الى ارتفاع حرارة الارض والتي يصطلح عليها بالاحتباس الحراري .

حلول المتبقي من أسئلة الفصل

سؤال (2 – 2) في الكتاب

2 -2 املأ الفراغات في الجمل التالية بما يناسبها :

1 – في التفاعل المتزن الاتي :

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)} + 92\ kJ$$

فأن خفض درجة الحرارة يؤدي الى زيادة تراكيز المواد ________ .

2 – اذا كانت قيمة ثابت الاتزان K_c لنظام متزن عند 500°C تساوي 2×10^{-15} وقيمته عند 200°C تساوي 4×10^{-12} فإن ذلك يدل على ان التفاعل ________ للحرارة.

3 – في التفاعل المتزن الاتي :

$$CO_{(g)} + 2H_{2(g)} \rightleftharpoons CH_3OH_{(g)} + 127\ kJ$$

عندما يضاف الهيدروجين الى هذا النظام المتزن فإن حرارة التفاعل ________ .

4 – في التفاعلات الانعكاسية الباعثة للحرارة يزاح موضع الاتزان نحو تكوين المواد المتفاعلة في التفاعل عند ________ درجة الحرارة.

5 – في التفاعل المتزن :

$$CO_{2(g)} + C_{(s)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)}$$

فإن ________ الضغط يزيد من استهلاك غاز CO_2 .

6 – في التفاعل المتزن :

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} + 180\ kJ \rightleftharpoons 2NO_{(g)}$$

فإن رفع درجة الحرارة لإناء التفاعل يعمل على ________ قيمة K_c للتفاعل.

7– التغير بـ________ لايؤثر على حالة الاتزان للتفاعل المتزن الأتي :

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} + 180\ kJ \rightleftharpoons 2NO_{(g)}$$

8 – للتفاعل المتزن : $Cl_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons 2HCl_{(g)} +$ طاقة

يمكن زيادة تركيز HCl الناتج عند ــــــــــــ الحرارة للتفاعل .

9 – في التفاعل المتزن : $2NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}$ وبدرجة حرارة معينة اذا كانت قيمة K_p للتفاعل = 3 والضغط الجزئي لغاز NO_2 يساوي 3 atm فإن الضغط الجزئي لغاز N_2O_4 يساوي ــــــــــــ

10 – في التفاعل المتزن الاتي : $4NH_{3(g)} + 3O_{2(g)} \rightleftharpoons 2N_{2(g)} + 6H_2O_{(l)}$

بدرجة حرارة معينة وجد K_c للتفاعل = 1×10^{28} فهذا يدل على أن موضع الاتزان يقع في اتجاه تكوين ــــــــــــ .

11– عند زيادة الضغط الكلي على حالة اتزان لتفاعل فيه عدد المولات للغازات المتفاعلة اصغر من عدد مولات الغازات الناتجة فإن موضع الاتزان ينحرف باتجاه ــــــــــــ .

12 – العلاقة بين ثابت الاتزان K_c وتراكيز النواتج علاقة ــــــــــــ .

13 – تفاعل متزن ثابت اتزانه $K_c = 4$ فعند سحب النواتج من خليط الاتزان فأن ثابت الاتزان ــــــــــــ.

14 – يترجح التفاعل ــــــــــــ لتفاعل متزن ماص للحرارة عند تبريد اناء التفاعل .

15 – في التفاعلات الماصة للحرارة والتي هي في حالة اتزان ديناميكي تزداد تراكيز المواد الناتجة عند ــــــــ درجة الحرارة.

جواب السؤال (2 - 2)

أجوبة الفراغات

1 – الناتجة .

2 – باعث .

3 – ترتفع .

4 – رفع (زيادة) .

5 – خفض .

6 – ازدياد .

7 – الضغط .

8 – خفض .

9 – (3 atm)

$$K_p = \frac{P^2_{NO_2}}{P_{N_2O_4}}$$

$$3 = \frac{(3)^2}{P_{N_2O_4}}$$

$$P_{N_2O_4} = \frac{9}{3} = 3\ atm$$

10 – النواتج .

11 – المتفاعلات .

12 – طردية .

13 – لا يتغير .

14 – العكسي (الخلفي) .

15 – رفع (زيادة) .

سؤال (2 – 4) في الكتاب

2- 4 اختر الجواب الصحيح :

1 – التفاعل المتزن : $CaO_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons CaCO_{3(s)}$ يتم في وعاء مغلق فأن كمية $CaCO_3$ تزداد عندما :

أ- تزال كمية من غاز CO_2 من التفاعل عند الاتزان.

ب- يزداد الضغط الكلي.

جـ- تضاف كمية من CaO الى خليط الاتزان.

د- كل الاجابات السابقة خاطئة.

2 – التفاعل المتزن : $2IF_{(g)} \rightleftharpoons F_{2(g)} + I_{2(g)}$ ثابت الاتزان K_c يساوي 1×10^6 بدرجة حرارة 200K فاذا كان الضغط الجزئي عند الاتزان 0.2 atm لغاز IF و 4×10^{-3} atm لغاز F_2 فأن الضغط الجزئي لغاز I_2 يساوي :

أ- 5×10^4 atm

ب- 1×10^{-5} atm

جـ- 1×10^5 atm

د- كل الاجابات السابقة خاطئة.

جواب السؤال (2 - 4)

1 – (ب) .

2 – (ب)

هذا التوضيح غير مطلوب في الحل :

$$K_c = \frac{P^2_{IF}}{P_{I_2} * P_{F_2}} \Rightarrow 1 \times 10^6 = \frac{(0.2)^2}{PI_2 * 4 \times 10^{-3}}$$

$$1 \times 10^6 = \frac{4 \times 10^{-2}}{PI_2 * 4 \times 10^{-3}} \Rightarrow 1 \times 10^6 \times 10^{-1} \times P_{I_2} = 1$$

$$P_{I_2} = \frac{1}{1 \times 10^5} = 1 \times 10^{-5} \text{ atm}$$

سؤال (2 – 5) في الكتاب / **علل ما يأتي :**

1 - في التفاعل الافتراضي المتزن : $A_{(g)} \rightleftharpoons B_{(g)}$ + طاقة لا تتغير حرارة التفاعل عند زيادة الضغط الكلي ؟

الجواب / في هذا التفاعل عدد مولات المواد المتفاعلة مساوية لعدد مولات المواد الناتجة (اي $\Delta n_g = 0$) لذا لا تؤثر زيادة الضغط على موضع الاتزان وبالتالي لا تتغير حرارة التفاعل .

2 - قيمة ثابت الاتزان للتفاعلات غير الانعكاسية تكون كبيرة جدا ؟

الجواب / لان التفاعلات غير انعكاسية هي تفاعلات تامة تتحول فيها جميع تراكيز المواد المتفاعلة إلى نواتج في نهاية التفاعل اي كمية المواد الناتجة تكون كبيرة جداً حيث ان ثابت الاتزان يتناسب طردياً مع تراكيز النواتج لذا تكون قيمة ثابت الاتزان كبيرة جداً .

3 - يُعدُّ التفاعل باعثا للحرارة اذا انخفضت قيمة K_c للتفاعل عند ذيادة درجة حرارة التفاعل ؟

الجواب / انخفاض قيمة K_c تعني انخفاض تركيز المواد الناتجة وزيادة تركيز المواد المتفاعلة وهذا يعني ان التفاعل اتجه نحو الخلف عند رفع درجة الحرارة أي اتجه نحو التفاعل الماص للحرارة لذا نستنتج ان التفاعل الخلفي ماص للحرارة والامامي باعث للحرارة ، لذا يعتبر التفاعل باعثاً للحرارة .

4 - قيمة K_c تزداد عند رفع درجة حرارة التفاعل في حالة التفاعلات الماصة للحرارة ؟

الجواب / عند رفع درجة الحرارة فالتفاعل يتجه نحو الماص للتخلص من الزيادة الحاصلة في درجة الحرارة ، و في هذا التفاعل فان التفاعل الأمامي هو الماص لذا تزداد تراكيز النواتج ولان قيمة K_c تتناسب طردياً مع تراكيز النواتج لذا تزداد قيمة K_c .

5 - تتوقف بعض التفاعلات تماما بينما تظهر تفاعلات اخرى وكانها متوقفة ؟

الجواب / التفاعلات التي تتوقف هي تفاعلات تامة لأنه يحدث استهلاك تام لأحد المواد المتفاعلة أو لجميعها ، اما التي تظهر وكأنها متوقفة فهي التفاعلات الانعكاسية التي تكون مستمرة باتجاهين وصلت الى حالة اتزان واصبحت التراكيز ثابتة .

6 - لا يمكن اضافة الماء مباشرة لازالة SO_3 في برج التلامس ؟

الجواب / لان عند خلطهما يتكون ضباب ابيض من حامض الكبريتيك لا يمكن تكثيفه وتحويله الى سائل بسهولة كما ان الحامض الضبابي المتكون يعتبر مصدر تلوث خطير لذا يضاف حامض الكبريتيك ثم الماء

الفصل 3 الاتزان الايوني

تكون المواد الكيميائية على نوعين بالنسبة لتوصيلها الكهربائي وتأتينها في الماء . أي يمكن تقسيمها الى : 1 – مواد الكتروليتية 2 – مواد غير الكتروليتية .

1 - المواد الالكتروليتية :

الالكتروليت : مادة يكون لمحلولها المائي او لمنصهرها قابلية على التوصيل الكهربائي وذلك لاحتوائه على ايونات موجبة وسالبة .

✪ **ان الالكتروليتات تشمل المركبات الايونية والمركبات (التساهمية) المستقطبة ، وهذه المركبات قد تكون املاحاً او حوامض او قواعد .**

2 - المواد غير الالكتروليتية :

هي مواد تكون محاليلها المائية غير موصلة للكهرباء لانها لا تتفكك الى ايونات موجبة وسالبة ، مثل السكر (السكروز) .

س / عدد اهم مميزات الالكتروليتات .

الجواب

1 - لها القابلية على ايصال التيار الكهربائي في حالاتها المنصهرة او عندما تكون موجودة على شكل محلول في مذيب مستقطب .

2- محاليلها المائية تكون متعادلة كهربائياً ، (اي محصلة الشحنة الكهربائية مساوية للصفر).

3- عند ذوبانها في مذيب مستقطب كالماء فان محلولها سوف يتضمن ايونات موجبة وسالبة .

4- تعتمد قابليتها على التوصيل الكهربائي على طبيعة وتركيز الايونات فيه اضافة الى درجة حرارة المحلول .

يمكن تصنيف الالكتروليتات حسب قابليتها لنقل التيار الكهربائي الى صنفين هما :

أ - الالكتروليتات القوية :

هي مواد عند ذوبانها في الماء تنتج محاليل عالية التوصيل للكهرباء ، وذلك بسبب تفككها التام الى ايونات موجبة وايونات سالبة .

✿ هنالك ثلاث فئات من المواد الالكتروليتية القوية هي :

1 – الحوامض القوية .

2 – القواعد القوية .

3 – املاح تامة الذوبان في الماء .

تكون هذه المواد تامة التاين في محاليلها المائية المخففه ، لذلك تعد من الالكتروليتات القوية ، عند كتابة معادلات تفكك الالكتروليتات القويه يشار لها بسهم واحد فقط ($\longrightarrow$) لانها تامة التاين .

1 ◻ امثلة لبعض الحوامـــــض القوية (حفظ)

حامض الهيدرو كلوريك	$HCl \longrightarrow H^{+} + Cl^{-}$
حامض الهيدرو بروميك	$HBr \longrightarrow H^{+} + Br^{-}$
حامض الهيدرو يوديك	$HI \longrightarrow H^{+} + I^{-}$
حامض النتريك	$HNO_3 \longrightarrow H^{+} + NO_3^{-}$
حامض البركلوريك	$HClO_4 \longrightarrow H^{+} + ClO_4^{-}$
حامض البرمنغنيك	$HMnO_4 \longrightarrow H^{+} + MnO_4^{-}$
حامض الكبريتيك	$H_2SO_4 \longrightarrow 2H^{+} + SO_4^{-2}$
حامض الكروميك	$H_2CrO_4 \longrightarrow 2H^{+} + CrO_4^{-2}$

2 ◻ امثلة لبعض القواعد القوية (حفظ)

هيدروكسيد الصوديوم	$NaOH \longrightarrow Na^{+} + OH^{-}$
هيدروكسيد البوتاسيوم	$KOH \longrightarrow K^{+} + OH^{-}$
هيدروكسيد الربيديوم	$RbOH \longrightarrow Rb^{+} + OH^{-}$
هيدروكسيد الكالسيوم	$Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca^{+2} + 2OH^{-}$
هيدروكسيد الباريوم	$Ba(OH)_2 \longrightarrow Ba^{+2} + 2OH^{-}$

3 □ امثلة لبعض الاملاح تامة الذوبان

ملاحظة :

ان جميع املاح Na^+ و K^+ و NH_4^+ تكون تامة الذوبان في الماء

$Na^+ + Cl^-$	$NaCl \longrightarrow$	كلوريد الصوديوم
$K^+ + NO_3^-$	$KNO_3 \longrightarrow$	نترات البوتاسيوم
$NH_4^+ + Cl^-$	$NH_4Cl \longrightarrow$	كلوريد الامونيوم
$Ca^{+2} + 2Cl^-$	$CaCl_2 \longrightarrow$	كلوريد الكالسيوم
$Ag^+ + NO_3^-$	$AgNO_3 \longrightarrow$	نترات الفضة

تمرين (3 - 1) في الكتاب

احسب تراكيز الاصناف الايونية في محاليل المركبات (الالكتروليتات القوية) التاليـــة حســـب التراكيز المشار اليها . (أ) HBr 0.25 M ، (ب) KOH 0.055 M ، (ج) 0.155

الجواب

(أ)

$$HBr \longrightarrow H^+ + Br^-$$

	HBr	H^+	Br^-
التراكيز الابتدائية	0.2 M	0	0
التراكيز النهائية	0	0.2	0.2

$[H^+] = 0.2\ M$ ، $[Br^-] = 0.2\ M$

(ب)

$$KOH \longrightarrow K^+ + OH^-$$

	KOH	K^+	OH^-
التراكيز الابتدائية	0.05 M	0	0
التراكيز النهائية	0	0.05	0.05

$[K^+] = 0.05\ M$ ، $[OH^-] = 0.05\ M$

(ج)

$$CaCl_2 \longrightarrow Ca^{+2} + 2Cl^-$$

	$CaCl_2$	Ca^{+2}	$2Cl^-$
التراكيز الابتدائية	0.1 M	0	0
التراكيز النهائية	0	0.1	2 x 0.1

$[Ca^{+2}] = 0.1\ M$ ، $[Cl^-] = 2 \times 0.1 = 0.2\ M$

ب - الالكتروليتات الضعيفة :

هي مواد عند ذوبانها في الماء تنتج محاليل ضعيفة التوصيل للكهربائية لكونها تتاين بشكل جزئي في محاليلها المائية .

✿ **حيث الالكتروليتات الضعيفة تشمل :**

1 – الحوامض الضعيفة .

(مثل HF ، HCN ، CH_3COOH ، وسنذكر البقية بالتفصيل في موضوع الحوامض الضعيفة)

2 – القواعد الضعيفة .

(مثل NH_3 ، $C_6H_5NH_2$ ، وسنذكر البقية بالتفصيل في موضوع القواعد الضعيفة)

3 – املاح شحيحة الذوبان في الماء . (مثل AgCl ، CaF_2 ، $BaSO_4$)

((املاح شحيحة الذوبان سياتي ذكرها بشكل مفصل في نهاية الفصل في موضوع الذوبانية وثابت حاصل الذوبان))

✿ ان الالكتروليتات الضعيفة لا تتفكك بصورة كاملة عند ذوبانها في الماء بل تتاين بشكل جزئي (محدود) ويوصف التفاعل الكيميائي لها بانه تفاعل انعكاسي ويمثل بسهمين متعاكسين ($\rightleftharpoons$) ، ان معادلة تفكك الالكتروليت الضعيف تمثل حالة توازن بين الايونات الناتجة على يمين المعادلة و جزيئاتها على يسار المعادلة وهذا ما نسميه **بالتوازن الايوني** .

التوازن الايوني : وهو توازن ديناميكي (حركي) يمثل حالة توازن بين الايونات الناتجة من تفكك الالكتروليت الضعيف مع جزيئاته في المحلول المائي ، و يكون معدل سرعة التفاعل الامامي والتفاعل الخلفي متساوية و تراكيز مكونات مزيج التفاعل ثابتة لا تتغير بثبوت درجة الحرارة .

ملاحظة

الاتزان الايوني يحدث فقط في الالكتروليتات الضعيفة (الحوامض الضعيفة ، القواعد الضعيفة ، املاح شحيحة الذوبان)

تطبيقي 2017

الحوامض الضعيفة

تُعَد الحوامض الضعيفة الكتروليتات ضعيفة لذلك فان عملية تفككها في الوسط المائي تخضع الى حالة اتزان بين الجزيئات غير المتفككة والايونات الناتجة من عملية التفكك ، حيث يمكن التعبير عن حالة الاتزان هذه بواسطة ثابت الاتزان الذي يرمز له بالرمز K_a ويسمى ثابت تفكك (تأين) الحامض الضعيف .

صيغة عامة للحوامض الضعيفة

امثلة لبعض الحوامض الضعيفة (حفظ)

المعادلة العامة لتفكك الحوامض الضعيفة : $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$

$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$	حامض الهيدرو فلوريك
$HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$	حامض الهيدرو سيانيك
$HNO_2 \rightleftharpoons H^+ + NO_2^-$	حامض النتروز
$H_2S \rightleftharpoons 2H^+ + S^{-2}$	حامض الهيدروكبريتيك
$H_2SO_3 \rightleftharpoons 2H^+ + SO_3^{-2}$	حامض الكبريتوز
$H_2CO_3 \rightleftharpoons 2H^+ + CO_3^{-2}$	حامض الكاربونيك
$H_2C_2O_4 \rightleftharpoons 2H^+ + C_2O_4^{-2}$	حامض الاوكزاليك
$H_3PO_4 \rightleftharpoons 3H^+ + PO_4^{-3}$	حامض الفسفوريك
$HCOOH \rightleftharpoons HCOO^- + H^+$	حامض الفورميك
$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$	حامض الخليك
$C_2H_5COOH \rightleftharpoons C_2H_5COO^- + H^+$	حامض البروبانويك
$C_6H_5COOH \rightleftharpoons C_6H_5COO^- + H^+$	حامض البنزويك
$C_6H_5OH \rightleftharpoons C_6H_5O^- + H^+$	الفينول

ثابت الاتزان الايوني : هو حاصل ضرب التراكيز المولارية للايونات الناتجـــة من تفكك الالكتروليت الضعيف عند الاتزان مقسوماً على حاصل ضرب التراكيز المولارية للمواد المتفاعلة عند الاتزان كلاً منها مرفوع لأس عدد مولاتها في معادلة التفاعل الموزونة .

- ان ثابت الاتزان للحوامض الضعيفة يرمز له K_a

ويطلق على K_a ثابت تفكك (تاين) الحامض الضعيف (حيث ان a من acid وتعني حامض)

التفاعل العام لتأين (تفكك) الحوامض الضعيفة : $HA + H_2O \rightleftharpoons H^+ + A^-$

ايضاً يمكن كتابة التفاعل العام لتفكك الحوامض الضعيفة بالشكل الاتي (دون ذكر H_2O في المعادلة) : $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$

يمكن التعبير عن علاقة Ka بمعالة عامة لتفكك الحامض الضعيف HA بالشكل الاتي :

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

حيث A^- يمثل الايون السالب للحامض الضعيف

ملاحظات

1 - عند كتابة علاقة K_a لا نكتب $[H_2O]$ اي نهمل تركيز الماء ، لانها قيمة ثابته .

2 - ان قيم ثوابت تفكك الحوامض الضعيفة تعتبر مقياساً لقوة هذه الحوامض ، حيث كلما زادت قيمة ثابت تفكك الحامض K_a كلما ازداد مقدار تفككه وازدادت حموضته .

3 - ان علاقة K_a يصح تطبيقها فقط على الحوامض الضعيفة دون الحوامض القوية لان الحوامض القوية تامة التفكك وبالتالي لا يكون هناك اتزان .

4 – يمكن الاستفادة من علاقة K_a في حساب تركيز ايون الهيدروجين وذلك من معرفة تركيز الحامض الضعيف وقيمة ثابت تفككه .

قوانين الحوامض الضعيفة

1 - حساب تركيز ايون الهيدروجين من علاقة K_a :

التفاعل العام : $HA + H_2O \rightleftharpoons H^+ + A^-$

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

حيث : K_a ثابت تفكك (تاين) الحامض الضعيف

$[H^+]$ تركيز ايون الهيدروجين الناتج من تفكك الحامض الضعيف

$[A^-]$ تركيز الايون السالب الناتج من تاين الحامض الضعيف

$[HA]$ تركيز الحامض الضعيف

2 - حساب درجة التفكك (التأين) للحامض الضعيف من العلاقة :

$$\text{درجة تفكك (تأين) الحامض الضعيف} = \frac{[H^+]\ \text{عند الاتزان}}{\text{التركيز الابتدائي للحامض الضعيف}}$$

3 - حساب النسبة المئوية لتفكك (تأين) الحامض الضعيف من العلاقة :

$$\text{النسبة المئوية لتفكك الحامض الضعيف} = \frac{[H^+]\ \text{عند الاتزان}}{\text{التركيز الابتدائي للحامض الضعيف}} \times 100\ \%$$

4 - حساب عدد مرات التخفيف من العلاقة :

$$\text{عدد مرات التخفيف} = \frac{\text{تركيز المحلول قبل التخفيف}\ (M_1)}{\text{تركيز المحلول بعد التخفيف}\ (M_2)}$$

تمرين (3 – 3) في الكتاب محلول من حامض الهيدروسيانيك ($K_a = 4.9 \times 10^{-10}$) الذي تركيزه يساوي 0.1 M احسب : 1) تركيز H^+ . 2) درجة التفكك . 3) نسبة التفكك المئوية .

الجواب

1) حساب تركيز H^+ :

	HCN	⇌	H^+	+	CN^-
التراكيز الابتدائيــة	0.1		0		0
التراكيز عند الاتزان	0.1 - X		X		X

$$K_a = \frac{[H^+][CN^-]}{[HCN]}$$

$$4.9 \times 10^{-10} = \frac{(X)(X)}{0.1 - X} \longrightarrow 4.9 \times 10^{-10} = \frac{X^2}{0.1 - X}$$

تهمل بالتقريب

$$4.9 \times 10^{-10} = \frac{X^2}{0.1} \longrightarrow X^2 = 4.9 \times 10^{-10} \times 0.1$$

$$X^2 = 0.49 \times 10^{-10}$$

$$X = \sqrt{0.49 \times 10^{-10}} = 0.7 \times 10^{-5} = 7 \times 10^{-6}\ M$$

$$[H^+] = X = 7 \times 10^{-6}\ M$$

2) نحسب درجة التفكك :

$$\text{درجة تفكك حامض HCN} = \frac{[H^+]\ \text{عند الاتزان}}{\text{التركيز الابتدائي للحامض HCN}} = \frac{7 \times 10^{-6}}{10^{-1}}$$

$$\text{درجة تفكك حامض HCN} = 7 \times 10^{-5}$$

3) نحسب النسبة المئوية للتفكك :

النسبة المئوية لتفكك حامض HCN = درجة تفكك حامض HCN x 100 %

النسبة المئوية لتفكك حامض HCN = $7 \times 10^{-5} \times 100$ % = 7×10^{-3} %

ملاحظة

نستخدم التقريب : اي نهمل قيمة المتأين من الحامض اي نهمل X اذا كانت قيمة ثابت التفكك للحامض الضعيف (او للقاعدة الضعيفة) صغيرة ، اقل من 10^{-4} كان تكون 10^{-5} ، 10^{-6} ، 10^{-7} فما دون .

مثال (3 - 2) في الكتاب

احسب تركيز ايون الهيدروجين المائي H^+ في 0.1 M محلول مائي لحامض حامض الخليك اذا علمت ان ثابت تفكك حامض الخليك 1.8×10^{-5} . علماً ان $\sqrt{1.8} = 1.3$

الجواب

	CH_3COOH	$\rightleftharpoons$	CH_3COO^-	+	H^+
التراكيز الابتدائية	0.1		0		0
التراكيز عند الاتزان	0.1 - X		X		X

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]} \rightarrow 1.8 \times 10^{-5} = \frac{(X)(X)}{0.1 - X} \rightarrow 1.3 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{0.1}$$

تهمل (X في المقام)

$$X^2 = 1.8 \times 10^{-5} \times 0.1 \rightarrow X^2 = 1.8 \times 10^{-6}$$

$$X = \sqrt{1.8 \times 10^{-6}} = 1.3 \times 10^{-3}\ M$$

$$[H^+] = X = 1.3 \times 10^{-3}\ M$$

القواعد الضعيفة

تعرف القاعدة لضعيفة حسب مفهوم برونشتد على انها الصنف الذي له قابلية جزئية (غير تامة) على اكتساب البروتونات من المذيب ، لذلك يكون لها ثابت تأين (تفكك) يرمز له بالرمز K_b (حيث b من base وتعني قاعدة)

✪ ان ثابت الاتزان للحوامض الضعيفة يرمز له K_b
حيث K_b هو ثابت تفكك (تاين) القاعدة الضعيفة .

صيغة عامة القواعد الضعيفة

التفاعل العام لتأين (تفكك) القواعد الضعيفة : $B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$

يمكن التعبير عن علاقة K_b بمعالة عامة لتفكك القاعدة الضعيفة B بالشكل الاتي :

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

صيغة عامة القواعد الضعيفة

امثلة لبعض القواعد الضعيفة (حفظ)

المعادلة العامة لتفكك القواعد الضعيفة : $B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$

الامونيا	$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$
البريدين	$C_5H_5N + H_2O \rightleftharpoons C_5H_5NH^+ + OH^-$
مثيل امين	$CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$
الانيلين	$C_6H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+ + OH^-$

(صيغة ثانية للانيلين) $C_6H_7N + H_2O \rightleftharpoons C_6H_7NH^+ + OH^-$

ملاحظات

1 - عند كتابة علاقة K_b لا نكتب $[H_2O]$ اي نهمل تركيز الماء ، لانها قيمة ثابتة .
2 - ان قيم ثوابت تفكك القواعد الضعيفة تعتبر مقياساً لقوة هذه القواعد ، حيث كلما زادت قيمة ثابت تفكك القاعدة K_b كلما ازداد مقدار تفككها وازدادت قاعديتها .
3 - ان علاقة K_b يصح تطبيقها فقط على القواعد الضعيفة دون القوية لان القواعد القوية تامة التفكك وبالتالي لا يكون هناك اتزان .
4 – يمكن الاستفادة من علاقة K_b في حساب تركيز ايون الهيدروكسيد وذلك من معرفة تركيز القاعدة الضعيفة وقيمة ثابت تفككها .

قوانين القواعد الضعيفة

1 - حساب تركيز ايون الهيدروكسيد من علاقة K_b :

التفاعل العام : $B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

حيث : K_b ثابت تفكك (تأين) القاعدة الضعيفة
$[BH^+]$ تركيز الايون الموجب الناتج من تأين القاعدة الضعيفة
$[OH^-]$ تركيز ايون الهيدروكسيد السالب .
$[B]$ تركيز القاعدة الضعيفة .

---

2 - حساب درجة التفكك (التأين) للقاعدة الضعيفة من العلاقة :

$$\text{درجة تفكك (تأين) القاعدة الضعيفة} = \frac{[OH^-]\ \text{عند الاتزان}}{\text{التركيز الابتدائي للقاعدة الضعيفة}}$$

---

3 - حساب النسبة المئوية لتفكك (تأين) القاعدة الضعيفة من العلاقة :

$$\text{النسبة المئوية لتفكك القاعدة الضعيفة} = \frac{[OH^-]\ \text{عند الاتزان}}{\text{التركيز الابتدائي للقاعدة الضعيفة}} \times 100\ \%$$

---

4 - حساب عدد مرات التخفيف من العلاقة :

$$\text{عدد مرات التخفيف} = \frac{\text{تركيز المحلول قبل التخفيف}\ (M_1)}{\text{تركيز المحلول بعد التخفيف}\ (M_2)}$$

تمرين (3 - 2) فى الكتاب

احسب تركيز OH^- للمحلول المائي للأنيلين C_6H_7N ($K_b = 3.8 \times 10^{-10}$) الذي تركيزه يساوي 0.1 M .
علماً ان $0.62 = \sqrt{0.38}$

الجواب

	$C_6H_7N + H_2O$	$\rightleftharpoons$	$C_6H_7NH^+$	+	OH^-
التراكيز الابتدائية	0.1		0		0
التراكيز عند الاتزان	0.1 - X		X		X

$$K_b = \frac{[C_6H_7NH^+][OH^-]}{[C_6H_7N]}$$

$$3.8 \times 10^{-10} = \frac{(X)(X)}{0.1 - X} \quad \longrightarrow \quad 3.8 \times 10^{-10} = \frac{X^2}{0.1}$$

تهمل

$$X^2 = 3.8 \times 10^{-10} \times 0.1 \quad \longrightarrow \quad X^2 = 0.38 \times 10^{-10}$$

$$X = \sqrt{0.38 \times 10^{-10}} = 0.62 \times 10^{-5}\ M$$

$$[OH^-] = X = 6.2 \times 10^{-6}\ M$$

تذكير

<u>نستخدم التقريب</u> : اي نهمل قيمة المتأين من القاعدة اي نهمل X اذا كانت قيمة ثابت التفكك للقاعدة الضعيفة صغيرة ، اقل من 10^{-4} كان تكون 10^{-5} ، 10^{-6} ، 10^{-7} فما دون .

تطبيقي 2017

سؤال (3 - 7) في الكتاب

مــــا تركيــز الامونيا [NH_3] فـــي المحلـــول الـذي يكــون في حالة اتزان مــع $[NH_4^+] = 0.01$ M و $[OH^-] = 1.2 \times 10^{-5}$ M . علماً ان ثابت تفكك الامونيا 1.8×10^{-5} .

الجواب

	$NH_{3\,(g)}$ + $H_2O_{(l)}$	⇌	$NH_4^+{}_{(aq)}$	+ $OH^-{}_{(aq)}$
التراكيز الابتدائية	Y		0	0
التراكيز عند الاتزان	Y - X		0.01	1.2×10^{-5}

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \rightarrow 1.8 \times 10^{-5} = \frac{(0.01)(1.2 \times 10^{-5})}{Y - X}$$

تهمل (X)

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{1.2 \times 10^{-7}}{Y} \rightarrow Y \times 1.8 \times 10^{-5} = 1.2 \times 10^{-7}$$

$$Y = \frac{1.2 \times 10^{-7}}{1.8 \times 10^{-5}} \rightarrow Y = 0.667 \times 10^{-2} \rightarrow Y = 6.67 \times 10^{-3}\ M$$

$$[NH_3] = Y = 6.67 \times 10^{-3}\ M$$

التأين الذاتي للماء :

هو تفاعل كيميائي ينتقل فيه بروتون من جزيء ماء الى جزيء اخر لتكوين ايون الهيدرونيوم H_3O^+ وايون الهيدروكسيد OH^- .

تعد عملية التأين الذاتي للماء عملية برتنة ذاتية (انتقال بروتون بشكل تلقائي) وهي المسؤولة عن الصفة الامفوتيرية للماء .

معادلة تأين الماء : $H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$

يمكن كتابة المعادلة بشكل ابسط : $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$

يمكن تمثيل هذا الاتزان بدلالة ثابت يدعى الحاصل الايوني للماء K_W (حيث W من Water وتعني ماء) (ان تركيز الماء قيمة ثابتة)

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

حيث : K_w ثابت الحاصل الايوني للماء .

لقد اثبتت القياسات الدقيقة التي اجريت على الماء النقي عند $25C^\circ$ ان :

$$[H^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}\ M$$

و يمكن استخدام هذه القيم لحساب قيمة ثابت الحاصل الايوني للماء K_w عند درجة حرارة $25C^\circ$ كما يلي :

$$K_w = 1 \times 10^{-7} \times 1 \times 10^{-7}$$

$$K_w = 1 \times 10^{-14}$$ (حفظ)

يمكن التعويض عن قيمة K_w في العلاقة : $K_w = [H^+][OH^-]$ ، فتصبح بالشكل الاتي :

$$[H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

ملاحظات

1 - ان الماء النقي هو وسط متعادل (اي ليس حامضي ولا قاعدي)، لذلك يكون فيه وفي اي محلول متعادل اخر تركيز ايونات الهيدروجين المائية مساوياً لتراكيز ايونات الهيدروكسيد المائية اي ان :

$[H^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}$ M

لكن عند اضافة حامض الى الماء النقي فان ذلك يؤدي الى زيادة $[H^+]$ ويقلل $[OH^-]$ حسب قاعدة لو شاتليه ، وعند اضافة قاعدة الى الماء النقي فان ذلك يؤدي الى زيادة $[OH^-]$ و يقلل $[H^+]$ حسب قاعدة لو شاتليه ، وفي الحالتين تبقى قيمة K_W ثابته لا تتغير .

2 – يمكن حساب $[H^+]$ اذا كان $[OH^-]$ معلوم ، حسب العلاقة :

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]}$$

3 - يمكن حساب $[OH^-]$ اذا كان $[H^+]$ معلوم ، حسب العلاقة :

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]}$$

4 - ان اي زيادة في $[H^+]$ يرافقه نقصان في $[OH^-]$ والعكس صحيح اي العلاقة بينهما عكسية .

1 - في المحلول الحامضي : $[H^+] > 10^{-7}$ ، اي $([H^+] > [OH^-])$

2 - في المحلول المتعادل : $[H^+] = 10^{-7}$ ، اي $([H^+] = [OH^-])$

3 - في المحلول القاعدي : $[H^+] < 10^{-7}$ ، اي $([H^+] < [OH^-])$

تمرين (3 - 4) في الكتاب

احسب تركيز ايونات الهيدروجين المائية في محلول يحتوي على ايونات الهيدروكسيد المائية بتراكيز :
(أ) 0.01 M و (ب) 2.0×10^{-9} M .

الجواب

(أ)

$K_w = [H^+][OH^-]$

$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} \longrightarrow [H^+] = \frac{10^{-14}}{0.01}$

$[H^+] = 10^{-12}$ M

(ب)

$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} \longrightarrow [H^+] = \frac{10^{-14}}{2 \times 10^{-9}}$

$[H^+] = \frac{1}{2} \times 10^{-5} \longrightarrow [H^+] = 0.5 \times 10^{-5}$

$[H^+] = 5 \times 10^{-6}$ M

رحلة التفوق في السادس
عطاءٌ بلا حدود
A .M. Z

الاس الهيدروجيني (او الدالة الحامضية) PH :

هي طريقة ملائمة لقياس او للتعبير عن تركيز ايون الهيدروجين خصوصاً لتراكيز ايـــون الهيدروجين الصغيرة التي تكون قيمتها اصغر او تساوي 1M بدلالة سالب الوغاريتم التركيز المولاري لايون الهيدروجين في المحلول ، ويرمز للناتج العددي لهذه القيم بالرمز PH .

✿ يمكن حساب الاس الهيدروجيني (الدالة الحامضية) PH من العلاقة الاتية :

$$PH = -\log [H^+]$$

ويمكن حساب تركيز ايون الهيدروجين $[H^+]$ من الاس الهيدروجين PH من العلاقة :

$$[H^+] = 10^{-PH}$$

✿ كذلك يمكن حساب الاس الهيدروكسيدي POH من العلاقة الاتية :

$$POH = -\log [OH^-]$$

ويمكن حساب تركيز ايون الهيدروكسيد $[OH^-]$ من الـ POH من العلاقة :

$$[OH^-] = 10^{-POH}$$

العلاقة بين PH و POH هي :

$$PH + POH = 14$$

✿ يمكن حساب PK_a من العلاقة : $PK_a = -\log K_a$

ويمكن حساب K_a من PK_a باستخدام المعادلة : $K_a = 10^{-PK_a}$

✿ يمكن حساب PK_b من العلاقة : $PK_b = -\log K_b$

ويمكن حساب K_b من PK_b باستخدام المعادلة : $K_b = 10^{-PK_b}$

ملاحظات

1 يمكن تحديد حامضية او قاعدية المحلول من قيمة PH للمحلول حيث :

أ المحلول الحامضي : PH < 7 اي PH < POH

ب المحلول المتعادل : PH = POH = 7

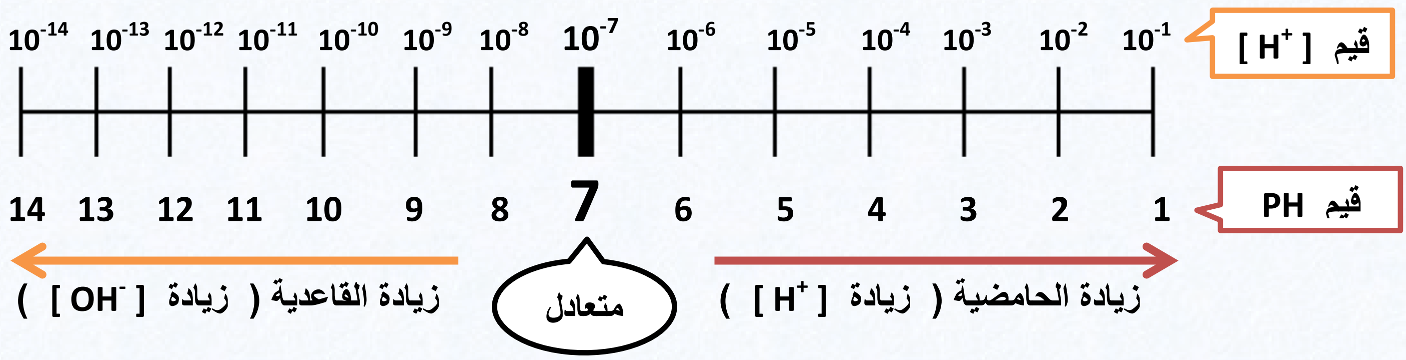
ج المحلول القاعدي : PH > 7 اي PH > POH

2 تتناسب الحامضية عكسياً مع الـ PH ، اي تزداد الحامضية بانخفاض قيمة PH و تنخفض الحامضية بزيادة قيمة PH ، كذلك تركيز H^+ يتناسب عكسياً مع قيمة PH لان ايون الهيدروجين H^+ هو المسؤول عن الحامضية ، فكلما ازدادت قيمة PH انخفض تركيز H^+ والعكس صحيح

$$PH \propto \frac{1}{\text{الحامضية}} \quad \text{و} \quad PH \propto \frac{1}{[H^+]}$$

✿ بينما تتناسب القاعدية طردياً مع قيمة PH ، اي تزداد قاعدية المحلول بزيادة قيمة PH .

3 يمكن بيان العلاقة بين قيم PH والحامضية في المخطط التالي :



بعض قوانين اللوغاريتمات المهمة

1- $\log (Y * Z) = \log Y + \log Z$ ‹‹ (مثلا : $\log 4 \times 10^5 = \log 4 + \log 10^5$)

2- $\log 10^X = X$ ‹‹ (مثلا : $\log 10^{-7} = -7$, $\log 10^{9} = 9$)

3- $\log (\frac{Y}{Z}) = \log Y - \log Z$ ‹‹ (مثلا : $\log \frac{3}{5} = \log 3 - \log 5$)

4- $\log^{-} X = 10^{X}$ ‹‹ (مثلا : $\log^{-} (6) = 10^{6}$, $\log^{-} (-9) = 10^{-9}$)

✿ يمكن تحويل ln الى log باستخدام المعادلة الاتية : $\ln X = 2.3 \log X$

تمرين (3 - 5) في الكتاب

احسب قيم الدالة الحامضية (PH) للمحاليل الاتية : (أ) 6.0×10^{-4} M حامض الهيدروكلوريك ، (ب) 0.03 M حامض الكبريتيك . علماً ان $\log 3 = 0.48$ ، $\log 2 = 0.3$

الجواب

(أ)

	HCl	→	H^+	+	Cl^-
التراكيز الابتدائية	6×10^{-4}		0		0
التراكيز النهائية	0		6×10^{-4}		6×10^{-4}

$[H^+] = 6 \times 10^{-4}$ M

$PH = -\log[H^+]$ → $PH = -\log 6 \times 10^{-4}$

$PH = -(\log 6 + \log 10^{-4})$ → $PH = -(\log 3 \times 2 + \log 10^{-4})$

$PH = -(\log 3 + \log 2 + \log 10^{-4})$ → $PH = -(0.48 + 0.3 - 4)$

$PH = -(-3.22)$

$PH = 3.22$

(ب)

	H_2SO_4	→	$2H^+$	+	SO_4^{-2}
التراكيز الابتدائية	0.03		0		0
التراكيز النهائية	0		2 x 0.03		0.03

$[H^+] = 2 \times 0.03 = 0.06$ M $= 6 \times 10^{-2}$ M

$PH = -\log[H^+]$ → $PH = -\log 6 \times 10^{-2}$

$PH = -(\log 6 + \log 10^{-2})$ → $PH = -(\log 3 \times 2 + \log 10^{-2})$

$PH = -(\log 3 + \log 2 + \log 10^{-2})$ → $PH = -(0.48 + 0.3 - 2)$

$PH = -(-1.22)$

$PH = 1.22$

✿ حساب $[H^+]$ من الدالة الحامضية PH : $[H^+] = 10^{-PH}$

وحساب $[OH^-]$ من الاس الهيدروكسيدي POH : $[OH^-] = 10^{-POH}$

ملاحظة : اذا كانت قيم PH او POH اعداد نسبية غير صحيحة نستخدم الطريقة الاتية لايجاد تركيز H^+ او OH^- :

مثال للتوضيح : اذا علمت ان قيمة PH محلول حامض الهيدروكلوريك يساوي 4.7 ، احسب $[H^+]$ لهذا المحلول . اذا علمت ان   log 2 = 0.3

الجواب / اولاً : نكتب العلاقة ونعوض عن قيمة **PH**

$$[H^+] = 10^{-PH} = 10^{-4.7}$$

ثانياً : نظرب الاس النسبي باس صحيح موجب اقرب للاس الاصلي واكبر منه بواحد (اي 10^5) وكذلك باس اخر صحيح سالب اكبر منه بواحد ايضاً (اي 10^{-5}) .

$$[H^+] = 10^{-4.7} \times 10^{5} \times 10^{-5}$$

ثالثاً : نجمع الاس الاصلي مع الاس الصحيح الموجب

$$[H^+] = 10^{-4.7+5} \times 10^{-5}$$

$$[H^+] = 10^{0.3} \times 10^{-5}$$

رابعاً : نعوض عن الاس النسبي الجديد بالقيمة التي نحصل عليها من الـ **log** المعطى في السؤال .

$$[H^+] = 2 \times 10^{-5}$$

اي نعوض عن $10^{0.3}$ بالعدد 2

من السؤال :   log 2 = 0.3
نقسم الطرفين على log فنحصل على :
$2 = \log^{-} 0.3$
$2 = 10^{0.3}$

تمرين (3 - 6) في الكتاب

اذا علمت ان PH محلول لحامض النتريك يساوي 3.3 ، ماهي مولارية المحلول ؟
علماً ان : log 4.7 = 0.7

الجواب

ان حامض النتريك HNO_3 حامض قوي يتفكك بشكل تام ، اي تركيز H^+ يساوي تركيز الحامض HNO_3 ، ويمكن حساب تركيز H^+ من PH :

$$HNO_3 \rightleftharpoons H^+ + NO_3^-$$

$$[HNO_3] = [H^+] = ??$$

$$[H^+] = 10^{-PH}$$
$$[H^+] = 10^{-3.3}$$
$$[H^+] = 10^{-3.3} \times 10^{4} \times 10^{-4}$$
$$[H^+] = 10^{-3.3+4} \times 10^{-4}$$
$$[H^+] = 10^{0.7} \times 10^{-4}$$
$$[H^+] = 4.7 \times 10^{-4} \text{ M}$$

توضيح غير مطلوب :
من السؤال : log 4.7 = 0.7
نقسم الطرفين على log فنحصل على :
$4.7 = \log^{-}(0.7)$
$4.7 = 10^{0.7}$

$$[HNO_3] = [H^+] = 4.7 \times 10^{-4} \text{ M}$$

تمرين (3 - 7) في الكتاب

اكمل الجدول الاتي :

المحلول	$[H^+]$	$[OH^-]$	PH	POH
$HI \rightarrow H^+ + I^-$ 0.1 0 0 0 0.1 0.1	$[H^+] = 0.1M$	$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{0.1}$ $[OH^-] = 10^{-13}$	PH = -log [H^+] PH = -log 0.1 PH = 1	PH +POH = 14 POH = 14 – 1 POH = 13
$KOH \rightarrow Rb^+ + OH^-$ 0.06 0 0 0 0.06 0.06	$[H^+] = \frac{10^{-14}}{0.06}$ $[H^+] = 1.67\times10^{-13}$	$[OH^-] = 0.06$ M	PH = -log [H^+] PH=-log1.67×10^{-13} PH = 12.78	PH + POH = 14 POH =14 - 12.78 POH = 1.22
$Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{+2} + 2OH^-$ 0.02 0 0 0 0.02 2x0.02	$[H^+] = \frac{10^{-14}}{0.04}$ $[H^+] = 2.5\times10^{-13}$	$[OH^-] = 2 \times 0.02$ $[OH^-] = 0.04$ M	PH = -log [H^+] PH= -log2.5×10^{-13} PH = 12.6	PH +POH = 14 POH =14 – 12.6 POH = 1.4
$H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^-$ 0.0003 0 0 0 0.0006 0.0003	$[H^+] = 2 \times 0.0003$ M $[H^+] = 0.0006$ M	$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{0.0006}$ $[OH^-] = 1.7 \times 10^{-11}$	PH = -log [H^+] PH = -log 6×10^{-4} PH = 3.23	PH +POH = 14 POH=14 – 3.23 POH = 10.77

العلاقة بين PH و POH علاقة عكسية

تمرين (3 - 8) في الكتاب

احسب قيم $[H^+]$ و PH و $[OH^-]$ و POH للمحلول المائي $Ca(OH)_2$ تركيز ، 0.015 M .
هل المحلول حامضي ام قاعدي ؟ لماذا ؟ اذا علمت ان : $\log 3 = 0.48$

الجواب

$$Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca^{+2} + 2OH^-$$

	$Ca(OH)_2$	Ca^{+2}	$2OH^-$
التراكيز الابتدائية	0.015	0	0
التراكيز النهائية	0	0.015	2 x 0.015

$$[OH^-] = 2 \times 0.015 = 0.03\ M = 3 \times 10^{-2}\ M$$

$$POH = -\log [OH^-] = -\log 3 \times 10^{-2}$$

$$POH = -(\log 3 + \log 10^{-2})$$

$$POH = -(0.48 - 2) = -(-1.52)$$

$$POH = 1.52$$

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{3 \times 10^{-2}}$$

$$[H^+] = \frac{1}{3} \times 10^{-12}$$

$$[H^+] = 0.33 \times 10^{-12}$$

$$[H^+] = 3.3 \times 10^{-13}\ M$$

$$PH + POH = 14$$

$$PH + 1.52 = 14$$

$$PH = 14 - 1.52$$

$$PH = 12.48$$

المحلول قاعدي لان قيمة PH اكبر من 7

مثال (3 - 7) في الكتاب

احسب تركيز PH لمحلول الامونيا بتركيز 0.18 M علما ان ثابت تأينها يساوي 1.8×10^{-5} .

علماً ان $\sqrt{3.24} = 1.8$ ، $\log 1.8 = 0.26$

الجواب

	$NH_3 + H_2O$	$\rightleftharpoons$	NH_4^+	+	OH^-
التراكيز الابتدائية	0.18		0		0
التراكيز عند الاتزان	0.18 - X		X		X

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(X)(X)}{0.18 - X} \longrightarrow 1.8 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{0.18}$$

تهمل

$$X^2 = 1.8 \times 10^{-5} \times 0.18 \longrightarrow X^2 = 0.324 \times 10^{-5} = 3.24 \times 10^{-6}$$

$$X = \sqrt{3.24 \times 10^{-6}}$$

$$X = 1.8 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[OH^-] = X = 1.8 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$POH = -\log 1.8 \times 10^{-3}$$

$$POH = -(\log 1.8 + \log 10^{-3})$$

$$POH = -(0.26 - 3)$$

$$POH = -(-2.74)$$

$$POH = 2.74$$

$$PH + POH = 14$$

$$PH + 2.74 = 14$$

$$PH = 14 - 2.74$$

$$PH = 11.26$$

تطبيقي 2017

سؤال (3 - 3) في الكتاب

علماً ان : $\log 1.8 = 0.26$ ، $\log 2 = 0.3$

ما عدد غرامات CH_3COOH (M = 60 g / mol) الواجب اضافتها الى 250 mL من الماء المقطر ليصبح PH المحلول بعد الاضافة 2.7 علماً بان PK_a للحامض = 4.74 .

الجواب

نستخرج K_a من PK_a من العلاقة :

$K_a = 10^{-PK_a} = 10^{-4.74}$

$K_a = 10^{-4.74} \times 10^{5} \times 10^{-5}$

$K_a = 10^{-4.74+5} \times 10^{-5}$

$K_a = 10^{0.26} \times 10^{-5} = 1.8 \times 10^{-5}$

حيث : $\log 1.8 = 0.26$ (نقسم على log)
$1.8 = \log^{-} (0.26)$
$1.8 = 10^{0.26}$

نحسب تركيز ايون الهيدروجين $[H^+]$ للحامض من PH :

$[H^+] = 10^{-PH} = 10^{-2.7}$

$[H^+] = 10^{-2.7} \times 10^{3} \times 10^{-0.3}$

$[H^+] = 10^{-2.7+3} \times 10^{-0.3}$

$[H^+] = 10^{0.3} \times 10^{-0.3} = 2 \times 10^{-3}$ M

حيث : $\log 2 = 0.3$ (نقسم على log)
$2 = \log^{-} 0.3$
$2 = 10^{0.3}$

حيث تركيز ايون الهيدروجين $[H^+]$ يمثل قيمة المتفكك (المتاين) من الحامض اي يمثل قيمة X :

	CH_3COOH	$\rightleftharpoons$	CH_3COO^-	+	H^+
التراكيز الابتدائية	Y		0		0
التراكيز عند الاتزان	$Y - 2 \times 10^{-3}$		2×10^{-3}		2×10^{-3}

$K_a = \dfrac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]}$ ⟶ $1.8 \times 10^{-5} = \dfrac{2 \times 10^{-3} * 2 \times 10^{-3}}{Y - 2 \times 10^{-3}}$

تهمل (2×10^{-3})

$1.8 \times 10^{-5} = \dfrac{4 \times 10^{-6}}{Y}$

$1.8 \times 10^{-5} * Y = 4 \times 10^{-6}$ ⟶ $Y = \dfrac{4 \times 10^{-6}}{1.8 \times 10^{-5}}$

$Y = 2.2 \times 10^{-1} = 0.22$ M التركيز الابتدائي للحامض

نحسب عدد غرامات الحامض من العلاقة : $m = M * \mathcal{M} * V$

$m = 0.22 * 60 * 0.25 = 3.3$ g

$V = \dfrac{250}{1000} = 0.25$ L

تطبيقي 2017

سؤال (3 - 15) في الكتاب

ما كتلة هيدروكسيد البوتاسيوم (M = 56 g / mol) اللازم اضافتها الى 200 mL من الماء لتصبح قيمة PH المحلول الناتج تساوي 11 ؟

الجواب

نحسب تركيز ايون الهيدروكسيد في محلول قيمة الـ PH له تساوي 11 كالاتي :

$$[H^+] = 10^{-PH}$$

$$[H^+] = 10^{-11}\ M$$

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-11}} = 10^{-3}\ mol / L$$

ان هيدروكسيد البوتاسيوم (KOH) هي قاعدة قوية لذا فأن تركيز ايون OH^- في المحلول المائي يساوي تركيز القاعدة الأصلي : أي $[KOH] = [OH^-] = 10^{-3}\ mol / L$

$$KOH \rightleftharpoons K^+ + OH^-$$

	KOH	K^+	OH^-
التراكيز الابتدائية	10^{-3}	0	0
التراكيز النهائية	0	10^{-3}	10^{-3}

$$V = \frac{200}{1000} = 0.2\ L \Rightarrow m_{KOH} = M_{KOH} \times M_{KOH} \times V$$

$$m_{KOH} = 10^{-3} \times 56 \times 0.2$$

$$m_{KOH} = 0.0112\ g$$

التحلل المائي للاملاح

التحلل المائي :

هو تفاعل المادة المذابة مع جزيئات الماء ، وذلك عندما يكون الماء هو المذيب ، حيث تنتظم بعض تفاعلات التحلل المائي التفاعل مع ايونات H^+ و OH^- .

التحلل المائي للأملاح :

الملح : هو مادة ناتجة من اتحاد الايون الموجب للقاعدة مع الجزء السالب من الحامض .

(اي يتحد الايون السالب من الحامض مع الايون الموجب للقاعدة لتكوين الملح)

حامض + قاعدة ⟶ ملح + ماء

تصنف الاملاح الى اربع انواع هـــي :

1 - املاح لقواعد قوية وحوامض قوية (املاح متعادلة) .
2 - املاح لقواعد قوية وحوامض ضعيفة (املاح قاعدية) .
3 - املاح لقواعد ضعيفة وحوامض قوية (املاح حامضية) .
2 - املاح لقواعد ضعيفة وحوامض ضعيفة .

1 – املاح لقواعد قوية وحوامض قوية (املاح متعادلة)

ان الاملاح المتعادلـة مشتقة من قواعد قوية وحوامض قوية لذا فان الايونين الناتجين عن تفكك الملـح هما ايونات ضعيفـــة لا يتفاعلان مـــع الماء لذلك يبقى المحلـــول متعادلاً اي ان هـذه الاملاح لا تتحلل مائياً وتبقى قيمـــة $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ M اي PH = 7 .

امثلة على الاملاح المتعادلة :

ملح كلوريد الصوديوم $NaCl$ ، ملح نترات الصوديوم $NaNO_3$ ، كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 ،
ملح كلوريد البوتاسيوم KCl ، ملح كبريتات البوتاسيوم K_2SO_4 ، ملح نترات البوتاسيوم KNO_3 ،
ملح يوديد البوتاسيوم KI .

ملاحظة : ان قيمة PH الاملاح المتعادلة (الاملاح المشتقة من قواعد قوية وحوامض قوية) تساوي 7 .

علل / لا تتغير قيمة PH الماء النقي عند اذابة ملح يوديد البوتاسيوم فيه ؟

الجواب / لان ملح يوديد البوتاسيوم KI مشتق من حامض قوي (حامض الهيدرويوديك HI) و قاعدة قوية (هيدروكسيد البوتاسيوم KOH) فان الايونين الناتجين من تفكك الملح (K^+ ، I^-) كلاهما ضعيفة اي لا يتفاعلان مع الماء (لا يتحللان مائياً) لذلك يبقى $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ M ، اي PH = 7

$$KI \rightarrow K^+ + I^-$$

قاعدة قوية KOH

حامض قوي HI

K^+: ليس له القابلية على التفاعل مع الماء

I^-: ليس له القابلية على التفاعل مع الماء

علل / تكون المحاليل المائية لأملاح الحوامض القوية و القواعد القوية متعادلة ؟ وزاري 2013 دور ثاني

علل / تكون محاليل الاملاح المشتقة من الحوامض القوية والقواعد القوية محاليل متعادلة ؟ وزاري2014 دور ثاني

الجواب : (الجواب نفسه لكلا التعليلين)

لان ايوناتها ضعيفة غير قابلة على التفاعل مع الماء اي لا تتحلل مائياً فيبقى $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ M ، اي PH = 7

وزاري 2016 الدور الاول / **املأ الفراغات : يكون المحلول المائي لملح NaCl متعادلاً وذلك لانه ملح مشتق من** ....

الجواب : حامض قوي و قاعدة قوية .

املأ الفراغات : ان قيمة PH محلول 0.05 M من KNO_3 يساوي ....

الجواب : 7

2 – املاح لقواعد قوية وحوامض ضعيفة (املاح قاعدية)

عند اذابة الاملاح المشتقة من قواعد قوية وحوامض ضعيفة في الماء يكون المحلول الناتج ذا صفة قاعدية دائماً ، بسبب قابلية الايون السالب للملح والعائد للحامض الضعيف على التفاعل مع ايونات H^+ للماء وتكوين ايون OH^- وبذلك يزداد تركيز OH^- ويقل تركيز H^+ فتقل الحامضية وتزداد القاعدية .

امثلة على الاملاح القاعدية :

ملح سيانيد الصوديوم $NaCN$ ، ملح نتريت الصوديوم $NaNO_2$ ، فلوريد الصوديوم NaF ،
ملح خلات الصوديوم CH_3COONa ، ملح خلات البوتاسيوم CH_3COOK ، ملح نتريت البوتاسيوم KNO_2
ملح سيانيد البوتاسيوم KCN ، ملح فلوريد البوتاسيوم KF

ملاحظة : ان قيمة PH الاملاح القاعدية (الاملاح المشتقة من قواعد قوية وحوامض ضعيفة) اكبر 7 ، (اي 7 < PH للأملاح القاعدية) .

علل / تزداد قيمة PH الماء النقي عند اذابة ملح خلات الصوديوم فيه ؟

الجواب / لان ملح خلات الصوديوم CH_3COONa مشتق من قاعدة قوية (هيدروكسيد الصوديوم $NaOH$) وحامض ضعيف (حامض الخليك CH_3COOH) حيث عند ذوبانه في الماء يتفكك بشكل تام الى ايـــون Na^+ ليس له القابلية على التفاعل مع الماء ، وايون الخلات CH_3COO^- الذي يتفاعل مع الماء :

$$\underline{CH_3COONa} \rightarrow CH_3COO^- + Na^+$$

حامض ضعيف CH_3COOH ← (CH_3COO)
قاعدة قوية $NaOH$ ← (Na)
له القابلية على التفاعل مع H^+ للماء ← (CH_3COO^-)
ليس له القابلية على التفاعل مع الماء ← (Na^+)

يتفاعل ايون الخلات CH_3COO^- مع H^+ في الماء وبالتالي يقل تركيز H^+ ويزداد تركيز OH^- ، فتزداد القاعدية فتزداد قيمة PH .

$$CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$$

علل / عند اذابة املاح مشتقة من قواعد قوية وحوامض ضعيفة في الماء يكون المحلول الناتج ذا صفة قاعدية دائماً ؟ وزاري 2013 دور اول

علل / محاليل الاملاح المشتقة من قواعد قوية وحوامض ضعيفة تكون ذات صفة قاعدية ؟ تمهيدي 2014

علل / محاليل الاملاح المشتقة من القواعد القوية والحوامض الضعيفة تعد محاليل قاعدية ؟ وزاري 2015 د 1

علل / الاملاح المشتقة من قواعد قوية وحوامض ضعيفة عند ذوبانها في الماء يكون المحلول ذا صفة قاعدية ؟ وزاري2015 دور ثالث

جميع هذه التعاليل لها جواب واحـــد

الجواب : (الجواب نفسه لجميع التعاليل اعلاه)

بسبب قابلية الايون السالب للملح (العائدة في الاصل للحامض الضعيف) على التفاعل مع الماء لتكوين ايون OH^- فتزداد القاعدية .

انتباه : توجد اكثر من صيغة للجواب النموذجي لهذه التعاليل ، جميعها نموذجية ومعتمدة في الوزاري ، يستطيع الطالب اختيار الجواب الذي يعتبره سهل بالنسبة اليه .

طريقة جواب (2) : (الجواب نفسه لجميع التعاليل اعلاه)

بسبب قابلية الايون السالب للملح التفاعل مع H^+ ونتيجة لذلك ينخفض تركيز H^+ في المحلول مما يجعل جزيئات H_2O تتأين لتعويض النقص مما يؤدي الى تكوين زيادة في كمية OH^- ويصبح المحلول قاعـدي .

طريقة جواب (3) : (الجواب نفسه لجميع التعاليل اعلاه)

لان الاملاح القاعدية تتفكك بشكل تام حسب المعادلة الاتية :

$$MA \rightarrow M^+ + A^-$$

M^+ : لا يتفاعل مع الماء

A^- : ايون له القابلية على التفاعل مع الماء

وبما ان A^- عائد في الاصل للحامض الضعيف فانه يتفاعل مع الماء (يتحلل مائياً) :

$$A^- + H_2O \rightleftharpoons HA + OH^-$$

مما يؤدي الى تحرير ايونات OH^- في المحلول ويجعلها ذو صفة قاعدية دائماً .

انتباه : على الطالب اختيار طريقة واحدة للجواب ، والجواب نفسة لجميع للتعاليل اعلاه

3 – املاح لقواعد ضعيفة وحوامض قوية (املاح حامضية)

هذه الاملاح تكون محاليلها المائية ذات صفة حامضية بسبب تفاعل الايون الموجب للملح (العائد في الاصل للقاعدة الضعيفة) مع OH^- الماء لتكوين زيادة من H^+ ، وبالتالي يزداد تركيز H^+ ويقل تركيز OH^- فتزداد الحامضية وتقل القاعدية .

امثلة على الاملاح الحامضية :

ملح كلوريد الامونيوم NH_4Cl ، ملح بروميد الامونيوم NH_4Br ، ملح يوديد الامونيوم NH_4I ، ملح نترات الامونيوم NH_4NO_3 ، ملح كبريتات الامونيوم $(NH_4)_2SO_4$ ، ملح كلوريد البيريدين C_5H_5NHCl ملح كلوريد الانلين $C_6H_5NH_3Cl$ ، كلوريد مثيل امونيوم CH_3NH_3Cl

ملاحظة : ان قيمة PH الاملاح الحامضية (الاملاح المشتقة من قواعد ضعيفة وحوامض قوية) اقل 7 ، (اي $PH < 7$ للأملاح الحامضية) .

علل / تقل قيمة PH الماء النقي عند اذابة ملح كلوريد الامونيوم فيه ؟

الجواب / لان ملح كلوريد NH_4Cl مشتق من حامض قوي (حامض الهيدرو كلوريك HCl) و قاعدة ضعيفة (الامونيا NH_3) حيث عند ذوبانه في الماء يتفكك بشكل تام الى ايــون Cl^- ليس له القابلة على التفاعل مع الماء ، وايون الامونيوم NH_4^+ الذي يتفاعل مع الماء ، معادلة تأين الملح كالاتي :

$$NH_4Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$$

قاعدة ضعيفة NH_3 ، حامض قوي HCl ، حامض قرين قوي ، قاعدة قرينة ضعيفة

حيث يتفاعل ايون الامونيوم NH_4^+ مع OH^- في الماء ويحرر ايون H^+ وبالتالي يقل تركيز OH^- ويزداد تركيز H^+ ، فتزداد الحامضية فتقل قيمة PH ، كالاتي :

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$$

علل / تكون المحاليل المائية لأملاح القواعد الضعيفة والحوامض القوية ذات صفة حامضية ؟ وزاري 2013 د 1

الجواب / بسبب تفاعل الايون الموجب للملح (العائد في الاصل للقاعدة الضعيفة) مع OH^- في الماء ونتيجة لذلك ينخفض تركيز OH^- بينما يزداد تركيز H^+ في المحلول ، فتزداد الحامضية اي يصبح المحلول حامضي .

تأثير الايون المشترك

الايون المشترك : وزاري 2014 الدور الثاني / الخاص

هي ظاهرة تقليل تفكك الالكتروليت الضعيف الناتجة عن وجود الكتروليت قوي يحوي احد ايونات الالكتروليت الضعيف في نفس المحلول .

صيغة اخري للتعريف : هو الايون الناتج من الكتروليت قوي ويشابه احد ايونات الالكتروليت الضعيف ، حيث الايون المشترك يقلل من تفكك الالكتروليت الضعيف .

تأثير الايون المشترك على الالكتروليتات الضعيفة

1 – يقلل تركيز ايون H^+ للحوامض الضعيفة .

2 – يقلل تركيز ايون OH^- للقواعد الضعيفة .

3 – يقلل درجة تفكك الحوامض الضعيفة والقواعد الضعيفة .

ملاحظة

مسائل الايون المشترك تكون على ثلاث انواع ، وكما يلي :

(1) يطلب في السؤال بيان تأثير إضافة الايون المشترك على تركيز ايون H^+ (في الحوامض الضعيفة) .

(2) يطلب في السؤال بيان تأثير إضافة الايون المشترك على تركيز ايون OH^- (في القواعد الضعيفة) .

(3) يطلب في السؤال بيان تأثير إضافة الايون المشترك على درجة تفكك الحامض الضعيف او القاعدة الضعيفة .

1 – الايون المشترك يقلل تركيز ايون H^+ للحوامض الضعيفة :

عند اضافة فلوريد الصوديوم NaF (لكتروليت قوي) الى حامض الهيدرو فلوريك HF (الكتروليت ضعيف)

$$HF \rightleftharpoons H^+ + \boxed{F^-}$$

$$NaF \longrightarrow Na^+ + \boxed{F^-}$$

ان هذه الاضافة سوف تؤدي الى زيادة تركيز F^- وهو الايون المشترك بينهما فتختل حالة الاتزان وحسب قاعدة لو شاتليه يتجه التفاعل بالاتجاه العكسي للتخلص من زيادة تركيز ايون الفلوريد F^- وبالتالي يقل تفكك حامض الهيدروفلوريك HF (اي تقل درجة تفكك الحامض) فيقل تركيز H^+ ، (اي تقل الحامضية فتزداد القاعدية فتزداد قيمة PH) .

ملاحظات

اذا كان المطلوب في السؤال بيان تأثير الايون المشترك على تركيز ايون H^+ للحامض الضعيف نتبع الخطوات الاتية في حل السؤال :

(1) نحسب تركيز ايون H^+ للحامض الضعيف لوحده (اي قبل اضافة الايون المشترك) من علاقة K_a .

(2) نحسب تركيز ايون H^+ للحامض نفسة ولكن بعد اضافة الالكتروليت القوي اليـــه ، اي نحسب تركيز H^+ بوجود الايون المشترك .

(3) نناقش النتائج من خلال مقارنة قيمة تركيز H^+ قبل اضافة الايون المشترك وبعد اضافته .

(انتباه : يجب ان ينخفض تركيز H^+ بعد اضافة الايون المشترك)

2 - الايون المشترك يقلل تركيز ايون OH^- للقواعد الضعيفة :

عند اضافة ملح كلوريد الامونيوم NH_4Cl (لكتروليت قوي) الى محلول الامونيا NH_3 (الكتروليت ضعيف)

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons \boxed{NH_4^+} + OH^-$$

$$NH_4Cl \longrightarrow \boxed{NH_4^+} + Cl^-$$

ان هذه الاضافة سوف تؤدي الى زيادة تركيز NH_4^+ وهو الايون المشترك بينهما فتختل حالة الاتزان وحسب قاعدة لو شاتليه يتجه التفاعل بالاتجاه العكسي للتخلص من زيادة تركيز ايون الامونيوم NH_4^+ وبالتالي يقل تفكك الامونيا NH_3 (اي تقل درجة تفكك الامونيا في المحلول) فيقل تركيز OH^- ، (اي تقل القاعدية وتزداد الحامضية فتقل قيمة PH) .

ملاحظات

اذا كان المطلوب في السؤال بيان تأثير الايون المشترك على تركيز ايون OH^- للحامض الضعيف نتبع الخطوات الاتية في حل السؤال :

(1) نحسب تركيز ايون OH^- للقاعدة الضعيفة لوحدها (اي قبل اضافة الايون المشترك) من علاقة K_b .

(2) نحسب تركيز ايون OH^- للقاعدة نفسا ولكن بعد اضافة الالكتروليت القوي اليـــه ، اي نحسب تركيز OH^- بوجود الايون المشترك .

(3) نناقش النتائج من خلال مقارنة قيمة تركيز OH^- قبل اضافة الايون المشترك وبعد اضافته .

(انتباه : يجب ان ينخفض تركيز OH^- بعد اضافة الايون المشترك)

مثال

ما التأثير الذي تحدثه اضافة 8.2 g (0.1 mol) من ملح خلات الصوديوم CH_3COONa الى لتر واحد من محلول حامض الخليك بتركيز 0.1 M ، على تركيز ايون الهيدروجين H^+ عند درجة $25C^\circ$ ، علماً ان $K_a (CH_3COOH) = 1.8 \times 10^{-5}$ ، $\sqrt{1.8} = 1.3$

الجواب

اولاً نحسب تركيز H^+ لحامض الخليك لوحده (قبل اضافة خلات الصوديوم اليه)

	CH_3COOH	$\rightleftharpoons$	CH_3COO^-	+	H^+
التراكيز الابتدائية	0.1		0		0
التراكيز عند الاتزان	0.1 - X		X		X

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]} \rightarrow 1.8 \times 10^{-5} = \frac{(X)(X)}{0.1 - X} \rightarrow 1.8 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{0.1}$$

تهمل (X في المقام)

$$X^2 = 1.8 \times 10^{-5} \times 0.1 \rightarrow X^2 = 1.8 \times 10^{-6}$$

$$X = \sqrt{1.8 \times 10^{-6}} = 1.3 \times 10^{-3}\ M$$

$$[H^+] = X = 1.3 \times 10^{-3}\ M$$

نحسب تركيز H^+ لحامض الخليك بعد اضافة خلات الصوديوم (اي بوجود الايون المشترك)

	CH_3COOH	$\rightleftharpoons$	CH_3COO^-	+	H^+
التراكيز الابتدائية	0.1		0		0
التراكيز عند الاتزان	0.1 - X'		X'		X'

	CH_3COONa	$\rightarrow$	CH_3COO^-	+	Na^+
التراكيز الابتدائية	0.1		0		0
التراكيز النهائية	0		0.1		0.1

$V = 1\ L$ لذا $M = n$

$M_{CH_3COONa} = 0.1\ M$

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]} \rightarrow 1.8 \times 10^{-5} = \frac{(X' + 0.1)(X')}{0.1 - X'}$$

ايون مشترك $[CH_3COO^-] = X' + 0.1 \approx 0.1\ M$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(X') * 0.1}{0.1 - X'}$$

تهمل (X' في المقام)

انتباه : دائماً يهمل تركيز الايون المشترك الناتج من الالكتروليت الضعيف سواء كان معلوم او مجهول .

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{0.1\ X'}{0.1} \rightarrow 0.1\ X' = 1.8 \times 10^{-5} \times 0.1$$

$$X' = 1.8 \times 10^{-5}\ M$$

$$[H^+] = X' = 1.8 \times 10^{-5}\ M$$

عند مقارنة تركيز H^+ في محلول الحامض قبل وبعد اضافة الملح نلاحظ ان التركيز انخفض من $1.3 \times 10^{-3}\ M$ الى $1.8 \times 10^{-5}\ M$ بسبب نقصان تفكك حامض الخليك نتيجة اضافة ملح خلات الصوديوم لوجود الايون المشترك بن المركبين .

3 - الايون المشترك يقلل درجة تفكك الحوامض الضعيفة والقواعد الضعيفة :

ملاحظات

اذا كان المطلوب في السؤال بيان تأثير الايون المشترك على درجة تفكك الحامض الضعيف او القاعدة الضعيفة نتبع الخطوات الاتية في حل السؤال :

(1) نحسب درجة تفكك الحامض الضعيف او القاعدة الضعيفة حسب المطلوب في السؤال قبل اضافة الايون المشترك .

(2) نحسب درجة تفكك الحامض الضعيف او القاعدة الضعيفة بعد اضافة الايون المشترك .

(3) نناقش النتائج من خلال مقارنة قيمة درجة التفكك قبل اضافة الايون المشترك و بعد اضافته .

(انتباه : يجب ان تنخفض قيمة درجة التفكك بعد اضافة الايون المشترك)

تمرين (3 - 11) في الكتاب صفحة 81 — وزاري 2013 الدور الاول

ما هو التأثير الناتج من اضافة 26.75 g (0.5 mol) من ملح كلوريد الامونيوم الى لتر واحد من محلول الامونيا بتركيز 0.1 M ، على درجة التفكك القاعدة ؟

اذا علمت ان ثابت تفكك القاعدة الضعيفة 1.8×10^{-5} = K_b (NH_3) ، استفد : $\sqrt{1.8} = 1.3$

الجواب

نحسب درجة تفكك الامونيا قبل اضافة ملح كلوريد الامونيوم (قبل اضافة الايون المشترك)

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

	NH_3	NH_4^+	OH^-
التراكيز الابتدائية	0.1	0	0
التراكيز عند الاتزان	0.1 - X	X	X

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(X)(X)}{0.1 - X}$$ (تهمل X) $\rightarrow$ $$1.8 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{0.1}$$

$$X^2 = 1.8 \times 10^{-5} \times 0.1 \rightarrow X^2 = 1.8 \times 10^{-6}$$

$$X = \sqrt{1.8 \times 10^{-6}} = 1.3 \times 10^{-3}\ M$$

$$[OH^-] = X = 1.3 \times 10^{-3}\ M$$

درجة تفكك الامونيا NH_3 = $\frac{[OH^-] \text{ عند الاتزان}}{\text{التركيز الابتدائي لـ } NH_3}$

درجة تفكك الامونيا NH_3 = $\frac{(1.3 \times 10^{-3})}{(0.1)}$

درجة تفكك الامونيا NH_3 = 1.3×10^{-2}

تطبيقي 2017

نحسب درجة تفكك الامونيا بعد اضافة ملح كلوريد الامونيوم (اي بوجود الايون المشترك)

	NH_3	+ H_2O ⇌	NH_4^+	+ OH^-
التراكيز الابتدائية	0.1		0	0
التراكيز عند الاتزان	0.1 - X'		X'	X'

	NH_4Cl	→	NH_4^+	+ Cl^-
التراكيز الابتدائية	0.5		0	0
التراكيز النهائية	0		0.5	0.5

$M = n$ لذا $V = 1\,L$

$M_{NH_4Cl} = 0.5\,M$

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \rightarrow 1.8 \times 10^{-5} = \frac{(X' + 0.5)(X')}{0.1 - X'}$$

ايون مشترك $[NH_4^+] = X' + 0.5 \approx 0.5\,M$

انتباه : دائماً يهمل تركيز الايون المشترك الناتج من الالكتروليت الضعيف سواء كان معلوم او مجهول .

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(X') * 0.5}{0.1 - X'}$$

تهمل (X' في المقام)

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{0.5\,X'}{0.1} \rightarrow 0.5\,X' = 1.8 \times 10^{-5} \times 0.1$$

$$X' = \frac{1.8 \times 10^{-5} \times 0.1}{0.5} \rightarrow X' = \frac{1.8 \times 10^{-6}}{0.5}$$

$X' = 3.6 \times 10^{-6}$

$[OH^-] = X' = 3.6 \times 10^{-6}\,M$

درجة تفكك الامونيا NH_3 = $\dfrac{[OH^-] \text{ عند الاتزان}}{\text{التركيز الابتدائي لـ } NH_3}$

درجة تفكك الامونيا NH_3 = $\dfrac{(3.6 \times 10^{-6})}{(0.1)}$

درجة تفكك الامونيا NH_3 = 3.6×10^{-5}

مقدار الانخفاض في درجة التفكك = $\dfrac{\text{درجة تفكك القاعدة } (NH_3) \text{ قبل اضافة الملح}}{\text{درجة تفكك القاعدة } (NH_3) \text{ بعد اضافة الملح (اي بوجود الايون المشترك)}}$

مقدار الانخفاض في درجة التفكك = $\dfrac{1.3 \times 10^{-2}}{3.6 \times 10^{-5}}$ = 361

اي درجة تفكك القاعدة NH_3 قبل اضافة الملح اكبر بمقدار 361 من درجة تفككها بعد اضافة الملح

المحاليل المنظمة (محاليل بفر)

محلول بفر : هو محلول مادتين بينهما ايون مشترك ويتكون من مزيج حامض ضعيف مـــع احد املاحه او قاعدة ضعيفة مع احد املاحها ، ويكون لهذا المزيج القابلية على مقاومة التغير في الاس الهيدروجينــي (PH) عند اضافة كمية قليلة من من حامض قوي او قاعدة قوية اليه .

سوف ندرس في هذا الموضوع نوعين المحاليل المنظمــة الاكثر شيوعا :

1 - محلول منظم مكون من حامض ضعيف واحد املاحه .

2 - محلول منظم مكون من قاعدة ضعيفة واحد املاحها .

1 – محلول منظم مكون من حامض ضعيف و احد املاحه

حامـــــض ضعيـــف		احد املاحـــه	
حامض الهيدرو فلوريك	HF	NaF	فلوريد الصوديوم
حامض الهيدرو سيانيك	HCN	KCN	سيانيد البوتاسيوم
حامـــــض النتروز	HNO_2	$NaNO_2$	نتريت الصوديوم
حامض الفورميـك	HCOOH	HCOONa	فورمات الصوديوم
حامض الخليك	CH_3COOH	CH_3COONa	خلات الصوديوم
فينـــــــــول	C_6H_5OH	C_6H_5ONa	فينوكسيد الصوديوم
حامض البنزويك	C_6H_5COOH	C_6H_5COONa	بنزوات الصوديوم

القوانين الخاصة بمحلول منظم ((حامض ضعيف واحد املاحه))

1 - حساب تركيز ايون الهيدروجين من العلاقة :

$$[H^+] = K_a \times \frac{[acid]}{[salt]}$$

حيث $[H^+]$ تركيز ايون الهيدروجين لمحلول بفر مكون من حامض ضعيف وملحه

K_a ثابت تفكك الحامض الضعيف

$[acid]$ تركيز الحامض الضعيف

$[salt]$ تركيز الملح

---

2 - حساب الدالة الحامضية (PH) لمحلول منظم (حامض ضعيف وملحه) من العلاقة :

$$PH = PK_a + \log \frac{[salt]}{[acid]}$$

حيث : PH الاس الهيدروجيني للمحلول المنظم (قبل اضافة حامض قوي او قاعدة قوية ويرمز لها PH_1)

$[acid]$ تركيز الحامض الضعيف

$[salt]$ تركيز الملح

$PK_a = -\log K_a$

)) نستخدم هذه العلاقة لايجاد **PH** المحلول المنظم المتكون من حامض ضعيف وملحه فقط اي قبل اضافة الكتروليت قوي اليه ((

---

3 - حساب الدالة الحامضية بعد اضافة حامض قوي للمحلول المنظم (حامض ضعيف و ملحه) من العلاقة :

$$PH = PK_a + \log \frac{[salt] - [H^+]}{[acid] + [H^+]}$$

حيث : PH الاس الهيدروجيني للمحلول المنظم (بعد اضافة حامض قوي اليه ويرمز لها PH_2)

$[H^+]$ **تركيز ايون الهيدروجين الناتج من تفكك الحامض القوي المضاف .**

ملاحظات

✿ يجب الانتباه الى اضافة الحامض القوي في منطوق السؤال :

أ- اذا كانت الاضافة تتضمن تركيز فقط للحامض القوي بدون حجم عندها نستخرج تركيز الهيدروجين مباشرة من تفكك الحامض . ((مثال توضيحي / في منطوق السؤال ذكر العبارة : احسب الدالة الحامضية للمحلول بعد اضافة 0.2 M حامض H_2SO_4 الى محلول بفر ...

$$H_2SO_4 \longrightarrow 2H^+ + SO_4^{-2}$$

0.2	0	0
0	2 x 0.2	0.2

$$[H^+] = 2 \times 0.2 = 0.4\ M \Longrightarrow PH_2 = PK_a + \log \frac{[\,salt\,] - 0.4}{[\,acid\,] + 0.4}$$

ب - اذا كانت الاضافة تتظمن حجم وتركيز للحامض القوي المضاف ، عندها نحسب تركيز الحامض القوي بعد الاضافة من قانون التخفيف : $M_1 . V_1 = M_2 . V_2$.

((مثال توضيحي / في منطوق السؤال ذكر العبارة : احسب PH المحلول بعد اضافة 1 mL من 10 M حامض HCl الى لتر من المحلول المنظم ......

(حجم المحلول المنظم 1 L اي $V_2 = 1000$ mL) $M_{1\,(HCl)} . V_{1\,(HCl)} = M_{2\,(HCl)} . V_2$

$10 \times 0.1\ mL = M_{2\,(HCl)} \times 1000\ mL \Longrightarrow M_2 = 0.001\ M$

$$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$$

0.001	0	0
0	0.001	0.001

$$[H^+] = 0.001\ M \Longrightarrow PH_2 = PK_a + \log \frac{[\,salt\,] - 0.001}{[\,acid\,] + 0.001}$$

ج - اذا كانت الاضافة تتظمن : اضافة عدد مولات او غرامات (كتلة) للحامض القوي فعندها نحسب التركيز المولاري للحامض من قانون المولارية : $M\ (mol/L) = \frac{n\ (mol)}{V\ (L)}$ ، ومنه نستخرج تركيز ايون H^+ .

د - اذا كانت الاضافة تتظمن : اضافة عدد غرامات (اي كتلة) للحامض القوية فعندها نحسب التركيز المولاري للحامض من قانون المولارية : $M\ (mol/L) = \frac{m\ (g)}{M\ (g/mol) * V\ (L)}$ ، ومنها نستخرج تركيز ايون H^+

4 - حساب الدالة الحامضية بعد اضافة قاعدة قوية للمحلول المنظم (المكون من حامض ضعيف و ملحه) :

$$PH = PK_a + \log \frac{[\,salt\,] + [\,OH^-\,]}{[\,acid\,] - [\,OH^-\,]}$$

حيث : PH الاس الهيدروجيني للمحلول المنظم (بعد اضافة قاعدة قوية ويرمز لها PH_2)

$[OH^-]$ تركيز ايون الهيدروكسيد الناتج من تفكك القاعدة القوية المضافة .

ملاحظات

✿ يجب الانتباه الى اضافة القاعدة القوية في منطوق السؤال :

أ- اذا كانت الاضافة تتضمن تركيز فقط للقاعدة القوية بدون حجم عندها نستخرج تركيز ايون OH^- مباشرة من تفكك القاعدة . ((مثال توضيحي / في منطوق السؤال ذكر العبارة : احسب الدالة الحامضية للمحلول بعد اضافة 0.1 M من هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ الى المحلول المنظم ...

$$Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca^{+2} + 2\,OH^-$$

0.2	0	0
0	0.1	2 x 0.1

$[OH^-] = 2 \times 0.1 = 0.2\ M \Longrightarrow PH_2 = PK_a + \log \dfrac{[\,salt\,] + 0.2}{[\,acid\,] - 0.2}$

ب - اذا كانت الاضافة تتظمن حجم وتركيز للقاعدة القوية المضافة ، عندها نحسب تركيز القاعدة القوية بعد الاضافة من قانون التخفيف : $M_1 . V_1 = M_2 . V_2$.

((مثال توضيحي / في منطوق السؤال ذكر العبارة : احسب PH المحلول بعد اضافة 1 mL من 10 M هيدروكسيد الصوديوم NaOH الى لتر من المحلول المنظم ......

$M_{1\,(NaOH)} . V_{1\,(NaOH)} = M_{2\,(NaOH)} . V_2$ ($V_2 = 1000\ mL$ اي 1 L حجم المحلول المنظم)

$10 \times 1\ mL = M_{2\,(NaOH)} \times 1000\ mL$ $M_2 = 0.01\ M$

$$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$$

0.01	0	0
0	0.01	0.01

$[OH^-] = 0.01\ M \Longrightarrow PH_2 = PK_a + \log \dfrac{[\,salt\,] + 0.01}{[\,acid\,] - 0.01}$

ج - اذا كانت الاضافة تتظمن : اضافة عدد مولات للقاعدة القوية فعندها نحسب التركيز المولاري للقاعدة من قانون المولارية : $M\,(mol / L) = \dfrac{n\,(mol)}{V\,(L)}$ ، ومنها نستخرج تركيز ايون OH^- .

د - اذا كانت الاضافة تتظمن : اضافة عدد غرامات (اي كتلة) للقاعدة القوية فعندها نحسب التركيز المولاري للقاعدة من قانون المولارية : $M\,(mol / L) = \dfrac{m\,(g)}{M\,(g/mol) * V\,(L)}$ ، ومنها نستخرج تركيز ايون OH^-

الخلاصــــة

قبل الاضافة

$$PH_1 = PK_a + \log \frac{[\,salt\,]}{[\,acid\,]}$$

بعد اضافة حامض قوي

$$PH_2 = PK_a + \log \frac{[\,salt\,] - [\,H^+\,]}{[\,acid\,] + [\,H^+\,]}$$

بعد اضافة قاعدة قوية

$$PH_2 = PK_a + \log \frac{[\,salt\,] + [\,OH^-\,]}{[\,acid\,] - [\,OH^-\,]}$$

✿ يمكن ايجاد التغير بالدالة الحامضية (التغير بالاس الهيدروجيني) من العلاقة الاتية :

$$\Delta PH = PH_2 - PH_1$$

ΔPH : التغير بالدالة الحامضية

PH_2 : بعد الاضافة

PH_1 : قبل الاضافة

تمرين (3 - 10) في الكتاب

ما تركيز حامض الخليك في محلول يحوي اضافة الى الحامض ملح خلات الصوديوم بتركيز 0.3 M اذا علمت ان قيمة PH المحلول كانت تساوي 4.31 ؟ علما ان $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$.
استفد : (log o.37 = - 0.43 ، log 1.8 = 0.26)

الجواب

محلول بفر مكون من حامض ضعيف واحد ملاحه :

$PK_a = -\log K_b = -\log 1.8 \times 10^{-5}$

$PK_a = -(\log 1.8 + \log 10^{-5})$

$PK_a = -(0.26 - 5) = -(-4.74)$

$PK_a = 4.74$

$$PH = PK_a + \log \frac{[salt]}{[acid]}$$

$$4.31 = 4.74 + \log \frac{0.3}{[acid]} \longrightarrow 4.31 - 4.74 = \log \frac{0.3}{[acid]}$$

$$-0.43 = \log \frac{0.3}{[acid]}$$

نقسم الطرفين على log

حيث : (log o.37 = - 0.43) ÷ log
$\log^{-}(-0.43) = 0.37$

$$\text{Log}^{-}(-0.43) = \frac{0.3}{[acid]}$$

$$0.37 = \frac{0.3}{[acid]} \longrightarrow [acid] = \frac{0.3}{0.37}$$

$[acid] = 0.81\ M$

مثال (3 - 11) في الكتاب

احسب قيمة الاس الهيدروجيني (PH) بعد اضافة 1mL من محلول حامض الهيدرو كلوريك تركيزه 10M الى لتر من محلول بفر مكون من حامض الخليك بتركيز 0.1 M وخلات الصوديوم بتركيز 0.1 M ، علما ان $PK_a = 4.74$
استفد (log 11 = 1.04 ، log 3 = 0.48)

الجواب

(حجم المحلول المنظم 1 L اي $V_2 = 1000$ mL)

نحسب تركيز H_2SO_4 بعد اضافته للمحلول المنظم :

$$M_{1\,(HCl)} \cdot V_{1\,(HCl)} = M_{2\,(HCl)} \cdot V_2$$

$$10 \times 1\,mL = M_{2\,(HCl)} \times 1000\,mL$$

$$M_{2\,(HCl)} = 0.01\,M$$

$HCl \longrightarrow$	H^+	+ Cl^-
0.01	0	0
0	0.01	0.01

اضافة حامض قوي بتركيز وحجم لذا نحسب تركيز الحامض المضاف من قانون التخفيف

بعد الاضافة $[H^+] = 0.01\,M$

$$PH = PK_a + \log \frac{[\,salt\,] - [\,H^+\,]}{[\,acid\,] + [\,H^+\,]}$$

$$PH = 4.74 + \log \frac{0.1 - 0.01}{0.1 + 0.01} \Rightarrow PH = 4.74 + \log \frac{0.09}{0.11}$$

$$PH = 4.74 + \log \frac{9}{11}$$

$$PH = 4.74 + \log 9 - \log 11$$

$$PH = 4.74 + \log (3 \times 3) - 1.04$$

$$PH\ \ 4.74 + (\log 3 + \log 3) - 1.04$$

$$PH = 4.74 + (0.48 + 0.48) - 1.04$$

$$PH = 4.74 + 0.96 - 1.04 \Rightarrow PH = 5.7 - 1.04$$

$$PH = 4.66$$

الدالة الحامضية للمحلول المنظم بعد اضافة حامض HCl اليه

سؤال (3 - 8) في اسئلة الكتاب

وزاري 2013 الدور الثاني + تمهيدي 2016

أ – ما قيمة الاس الهيدروجيني لمزيج بفر مكون من حامض النتروز (HNO_2) $K_a (HNO_2) = 4.5 \times 10^{-4}$ بتركيز 0.12 M ونتريت الصوديوم $NaNO_2$ بتركيز 0.15 M ؟ .

ب - احسب قيمة PH المحلول الناتج بعد اضافة 1g من هيدروكسيد الصوديوم (M = 40 g/mol) الى لتر واحد من محلول بفر. (استفد : log 4.5 = 0.65 , log 2 = 0.3 , log 1.84 = 0.26 , log 5 = 0.7)

الجواب

أ / محلول بفر يتكون من حامض ضعيف (حامض ألنتروز) و ملحه (نتريت الصوديوم) ، نستخدم العلاقة الآتية لحساب قيمة PH له :

$$PH = PK_a + \log \frac{[\,Salt\,]}{[\,acid\,]}$$

$$PK_a = - \log K_a = - \log 4.5 \times 10^{-4} = - (\log 4.5 + \log 10^{-4}) = - (0.65 - 4) = - (- 3.35) = 3.35$$

$$PH = 3.35 + \log \frac{0.15}{0.12} = 3.35 + \log \frac{15}{12} = 3.35 + \log \frac{5}{4}$$

$$PH = 3.35 + \log 5 - \log 4 = 3.35 + \log 5 - \log (2 \times 2) = 3.35 + \log 5 - (\log 2 + \log 2)$$

$$PH = 3.35 + 0.7 - (0.3 + 0.3) = 4.05 - 0.6$$

$$PH = 3.45$$

ب / بعد اضافة 1g من هيدروكسيد الصوديوم (NaOH)، نحول كتلة NaOH الى التركيز المولاري :

$$M_{NaOH} = \frac{m_{NaOH}}{M_{NaOH} \times V} = \frac{1}{40 \times 1} = 0.025 \ mol / L$$

اضافة قاعدة قوية على هيئة عدد غرامات (كتلة) لذا نحسب التركيز المولاري لهذه لقاعدة

NaOH	⟶	Na^+	+	OH^-
0.025		0		0
0		0.025		0.025

$[OH^-] = 0.025 \ mol / L$

$$PH_2 = PK_a + \log \frac{[\,Salt\,] + [\,OH^-\,]}{[\,acid\,] - [\,OH^-\,]}$$

$$PH_2 = 3.35 + \log \frac{0.15 + 0.025}{0.12 - 0.025} = 3.35 + \log \frac{0.175}{0.095}$$

$$PH_2 = 3.35 + \log 1.84$$

$$PH_2 = 3.35 + 0.26$$

$$PH_2 = 3.61$$

رحلة التفوق في السادس

سؤال (3 – 23) في الكتاب

محلول من حامض ضعيف النسبة المئوية لتأينه 1 % و PH = 2.7 مزج مع ملحه المشتق منه تركيزه 0.1 M ما PH المحلول الناتج بعد المزج ؟
(استفد : log 2 = 0.3)

الجواب

نحسب تركيز الهيدروجين كالاتي :

$$[H^+] = 10^{-PH} = 10^{-2.7}$$
$$[H^+] = 10^{-2.7} \times 10^{3} \times 10^{-3}$$
$$[H^+] = 10^{-2.7+3} \times 10^{-3}$$
$$[H^+] = 10^{0.3} \times 10^{-3}$$
$$[H^+] = 2 \times 10^{-3}\ M$$

حيث log 2 = 0.3 (نقسم على log)
$2 = \log^{-} 0.3$
$2 = 10^{0.3}$

$$\text{النسبة المئوية للحامض} = \frac{[H^+]}{\text{التركيز الابتدائي للحامض}} \times 100\ \%$$

$$1\ \% = \frac{2 \times 10^{-3}}{\text{التركيز الابتدائي للحامض}} \times 100\ \%$$

$$\text{التركيز الابتدائي للحامض} = \frac{100 \times 2 \times 10^{-3}}{1} = 10^{2} \times 2 \times 10^{-3}$$

التركيز الابتدائي للحامض = 0.2 M

التفاعل العام للحامض الضعيف :

	HA	$\rightleftharpoons$	H^+	+	A^-
التراكيز الابتدائية	0.2		0		0
التراكيز عند الاتزان	$0.2 - 2\times10^{-3}$		2×10^{-3}		2×10^{-3}

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \rightarrow K_a = \frac{2\times10^{-3} \times 2\times10^{-3}}{0.2 - 2\times10^{-3}} \rightarrow K_a = \frac{4\times10^{-6}}{0.2}$$

تهمل بالتقريب

$$K_a = \frac{4\times10^{-6}}{2\times10^{-1}} \rightarrow K_a = 2\times10^{-5}$$

$$PK_a = -\log K_a = -\log 2\times10^{-5}$$
$$PK_a = -(\log 2 + \log 10^{-5})$$
$$PK_a = -(0.3 - 5) = -(-4.7)$$
$$PK_a = 4.7$$

$$PH = PK_a + \log\frac{[Salt]}{[acid]} \rightarrow PH = 4.7 + \log\frac{0.1}{0.2}$$
$$PH = 4.7 + \log\frac{1}{2} \rightarrow PH = 4.7 + \log 1 - \log 2$$
$$PH = 4.7 + 0 - 0.3$$
$$PH = 4.4$$

تطبيقي 2017

سؤال وزاري 2014 الدور الثاني / الخاص

احسب تركيز ايون H^+ و PH لمحلول مكـون مـن مزيج 0.1 M حامض الخليك CH_3COOH و 0.2 M خلات الصوديوم CH_3COONa ، علماً ان $K_a\ (CH_3COOH) = 1.8 \times 10^{-5}$ لحامض الخليك .
(استفد : log 2 = 0.3 , log 1.8 = 0.26)

الجواب

المزيج يتكون من حامض ضعيف وملحه (اي المزيج يمثل محلول بفر)

نحسب تركيز H^+ للمحلول المنظم (حامض ضعيف وملحه) من العلاقة الاتية :

$$[H^+] = K_a \times \frac{[\,acid\,]}{[\,salt\,]}$$

$$[H^+] = 1.8 \times 10^{-5} \times \frac{0.1}{0.2} = 1.8 \times 10^{-5} \times \frac{1}{2}$$

$$[H^+] = 3.6 \times 10^{-5}\ M$$

نحسب PH المحلول المنظم من الاعلاقة :

$$PK_a = -\log K_a = -\log 1.8 \times 10^{-5}$$

$$PK_a = -(\log 1.8 + \log 10^{-5})$$

$$PK_a = -(0.26 - 5) = -(-4.74)$$

$$PK_a = 4.74$$

$$PH = PK_a + \log \frac{[\,salt\,]}{[\,acid\,]}$$

$$PH = 4.74 + \log \frac{0.2}{0.1}$$

$$PH = 4.74 + \log \frac{2}{1}$$

$$PH = 4.74 + \log 2$$

$$PH = 4.74 + 0.3$$

$$PH = 5.04$$

تطبيقي 2017

سؤال وزاري 2014 الدور الثالث

احسب مقدار التغير في قيمة الـ PH بعد اضافة 0.01 M من محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH الى لتر من محلول بفر مكون من حامض الخليك CH_3COOH و خلات الصوديوم CH_3COONa ، تركيز كل من هما 0.1 M علماً ان $K_a(CH_3COOH) = 1.8 \times 10^{-5}$. (استفد : log 3 = 0.48 , log 11 = 1.04 , log 1.8 = 0.26)

الجواب

قبل الاضافة

$$PH_1 = PK_a + \log \frac{[salt]}{[acid]}$$

$$PH_1 = 4.74 + \log \frac{0.1}{0.1}$$

$$PH_1 = 4.74 + \log 1$$

$$PH_1 = 4.74$$

$$PK_a = -\log K_b = -\log 1.8 \times 10^{-5}$$

$$PK_a = -(\log 1.8 + \log 10^{-5})$$

$$PK_a = -(0.26 - 5) = -(-4.74)$$

$$PK_a = 4.74$$

$$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$$

NaOH	Na^+	OH^-
0.01	0	0
0	0.01	0.01

$$[OH^-] = 0.01\ M$$

اضافة قاعدة قوية بتركيز فقط بدون حجم لذا نستخدم هذا التركيز بشكل مباشر

بعد الاضافة

$$PH_2 = PK_a + \log \frac{[salt] + [OH^-]}{[acid] - [OH^-]}$$

$$PH_2 = 4.74 + \log \frac{0.1 + 0.01}{0.1 - 0.01} \longrightarrow PH_2 = 4.74 + \log \frac{0.11}{0.09}$$

$$PH_2 = 4.74 + \log \frac{11}{9}$$

$$PH_2 = 4.74 + \log 11 - \log 9 \longrightarrow PH_2 = 4.74 + 1.04 - \log(3 \times 3)$$

$$PH_2 = 5.78 - (\log 3 + \log 3) \longrightarrow PH_2 = 5.78 - (0.48 + 0.48)$$

$$PH_2 = 5.78 - 0.96 = 4.82$$

يمكن حساب التغير بالدالة الحامضية من العلاقة :

$$\Delta PH = PH_2 - PH_1$$

$$\Delta PH = 4.82 - 4.74 = 0.08$$

تطبيقي 2017

سؤال وزاري 2015 تمهيدي

نصف لتر من محلول 0.1 M HCN و 0.3 M KCN. احسب التغير في قيمة PH عند اضافة 0.025 mol من H_2SO_4 علماً ان $PK_a = 9.31$.
(استفد : log 3 = 0.48)

الجواب

قبل الاضافة نحسب PH_1 للمحلول المنظم (حامض ضعيف وملحه)

$$PH_1 = PK_a + \log \frac{[salt]}{[acid]}$$

$$PH_1 = 9.31 + \log \frac{0.3}{0.1} = 9.31 + \log \frac{3}{1}$$

$$PH_1 = 9.31 + \log 3$$

$$PH_1 = 9.31 + 0.48 = 9.79$$

عند اضافة 0.025 mol من حامض H_2SO_4 الى نصف لتر (V = 0.5 L) من المحلول المنظم ،
نحسب تركيز الحامض من قانون المولارية :

$$M\,(mol/L) = \frac{n\,(mol)}{V\,(L)} = \frac{0.025}{0.5} = 0.05\ M$$

$$H_2SO_4 \longrightarrow 2H^+ + SO_4^{-2}$$

H_2SO_4	$2H^+$	SO_4^{-2}
0.05	0	0
0	2 x 0.05	0.05

اضافة حامض قوي على هيئة مولات لذا نحسب التركيز المولاري له ثم نستخدم هذا التركيز بشكل مباشر

$$[H^+] = 2 \times 0.05 = 0.1\ M$$

بعد الاضافة نحسب PH_2

$$PH_2 = PK_a + \log \frac{[salt] - [H^+]}{[acid] + [H^+]}$$

$$PH_2 = 9.31 + \log \frac{0.3 - 0.1}{0.1 + 0.1} \longrightarrow PH_2 = 9.31 + \log \frac{0.2}{0.2}$$

$$PH_2 = 9.31 + \log 1$$

$$PH_2 = 9.31$$

يمكن حساب التغير بالدالة الحامضية من العلاقة : $\Delta PH = PH_2 - PH_1$

$$\Delta PH = 9.31 - 9.79 = -0.48$$

سؤال وزاري 2015 الدور الاول

احسب مقدار التغير لـ PH بعد اضافة 0.01 مولاري من حامض الكبريتيك H_2SO_4 الى لتر من محلول بفر مكون من حامض الخليك CH_3COOH و خلات الصوديوم CH_3COONa ، تركيز كل من هما 0.1 مولاري علماً ان K_a (CH_3COOH) = 1.8×10^{-5} . (استفد : log 3 = 0.48 , log 2 = 0.3 , log 1.8 = 0.26)

الجواب

$PK_a = -\log K_b = -\log 1.8 \times 10^{-5}$

$PK_a = -(\log 1.8 + \log 10^{-5})$

$PK_a = -(0.26 - 5) = -(-4.74)$

$PK_a = 4.74$

قبل الاضافة

$$PH_1 = PK_a + \log \frac{[salt]}{[acid]}$$

$$PH_1 = 4.74 + \log \frac{0.1}{0.1}$$

$$PH_1 = 4.74 + \log 1$$

$$PH_1 = 4.74$$

$$H_2SO_4 \longrightarrow 2H^+ + SO_4^{-2}$$

H_2SO_4	$2H^+$	SO_4^{-2}
0.01	0	0
0	2 x 0.01	0.01

$[H^+] = 2 \times 0.01 = 0.02\ M$

اضافة حامض قوي بتركيز فقط بدون حجم لذا نستخدم هذا التركيز بشكل مباشر

بعد الاضافة

$$PH_2 = PK_a + \log \frac{[salt] - [H^+]}{[acid] + [H^+]}$$

$$PH_2 = 4.74 + \log \frac{0.1 - 0.02}{0.1 + 0.02} \rightarrow PH = 4.74 + \log \frac{0.08}{0.12}$$

$$PH_2 = 4.74 + \log \frac{8}{12} \rightarrow PH = 4.74 + \log \frac{2}{3}$$

$$PH_2 = 4.74 + \log 2 - \log 3 \rightarrow PH = 4.74 + 0.3 - 0.48$$

$$PH_2 = 4.74 - 0.18$$

$$PH_2 = 4.56$$

يمكن حساب التغير بالدالة الحامضية من العلاقة :

$$\Delta PH = PH_2 - PH_1$$

$$\Delta PH = 4.56 - 4.74 = -0.18$$

سؤال وزاري 2014 الدور الثاني

احسب كتلة ملح خلات الصوديوم (M = 82 g/mol) اللازم اضافتها الى لتر واحد من محلول 0.125 M ، حامض الخليك للحصول على محلول بفر تكون قيمة PH له تساوي 4.74 .
علمان ان $K_a (CH_3COOH) = 1.8 \times 10^{-5}$. (استفد : log 1.8 = 0.26)

الجواب

محلول بفر يتكون من حامض ضعيف (حامض ألخليك) و ملحه (خلات الصوديوم) ، حيث يمكن حساب تركيز الملح من الاعلاقة :

$$PK_a = - \log 1.8 \times 10^{-5} = - (\log 1.8 + \log 10^{-5}) = - (0.26 - 5) = - (- 4.74) = 4.74$$

$$PH = PK_a + \log \frac{[Salt]}{[acid]}$$

$$4.74 = 4.74 + \log \frac{[Salt]}{0.125} \rightarrow 4.74 - 4.74 = \log \frac{[Salt]}{0.125}$$

$$0 = \log \frac{[Salt]}{0.125} \rightarrow Log^{-1} 0 = \frac{[Salt]}{0.125}$$

(حيث $\log^{-1} 0 = 1$)

$$1 = \frac{[Salt]}{0.125}$$

$$[salt] = 0.125 \ mol / L$$

ثم نحسب عدد غرامات الملح المذابة في لتر من المحلول كما يأتي :

$$M(mol / L) = \frac{n}{V} = \frac{m (g)}{M(g/mol) \times V (L)}$$

$$m_{CH3COONa} = M_{CH3COONa} \times M_{CH3COONa} \times V \rightarrow m_{CH3COONa} = 0.125 \times 82 \times 1$$

m = 10.25 g

مثـــال

(استفد : $\log 1.22 = 0.086$)

احسب قيمة الاس الهيدروجيني PH (أ) للتر من المحلول بفر مكون من حامض الخليك بتركيز 0.1 M وخلات الصوديوم بتركيز 0.1 M ، (ب) لنفس محلول بفر لكن بعد اضافة 2 mL من محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزه 5 M ، ثم احسب مقدار التغير الحاصل في قيمة PH وناقش النتيجة ، علما ان $PK_a = 4.74$

الجواب

(أ) **قبل الاضافة**

$$PH_1 = PK_a + \log \frac{[\,salt\,]}{[\,acid\,]}$$

$$PH_1 = 4.74 + \log \frac{0.1}{0.1}$$

$$PH_1 = 4.74 + \log 1$$

$$PH_1 = 4.74$$

(ب) **بعد اضافة NaOH** (حجم المحلول المنظم 1 L اي $V_2 = 1000$ mL)

$$M_{1\,(NaOH)} \cdot V_{1\,(NaOH)} = M_{2\,(NaOH)} \cdot V_2$$

$$5 \times 2\ mL = M_{2\,(NaOH)} \times 1000\ mL$$

$$M_{2\,(NaOH)} = \frac{10}{1000} = 0.01\ M$$

$$NaOH \longrightarrow Na^+ + HO^-$$

NaOH	Na^+	HO^-
0.01	0	0
0	0.01	0.01

اضافة قاعدة قوية بتركيز وحجم لذا نحسب تركيز القاعدة المضافة من قانون التخفيف

$$[OH^-] = 0.01\ M$$

$$PH_2 = PK_a + \log \frac{[\,salt\,] + [\,OH^-\,]}{[\,acid\,] - [\,OH^-\,]}$$

$$PH_2 = 4.74 + \log \frac{0.1 + 0.01}{0.1 - 0.01} \rightarrow PH_2 = 4.74 + \log \frac{0.11}{0.09}$$

$$PH_2 = 4.74 + \log \frac{11}{9} \rightarrow PH_2 = 4.74 + \log 1.22$$

$$PH_2 = 4.74 + 0.086$$

$$PH_2 = 4.82$$

$$\Delta PH = PH_2 - PH_1$$

$$\Delta PH = 4.82 - 4.74 = 0.08$$

نلاحظ ان قيمة PH ازدادت بمقدار صغير وان ΔPH موجبة وذلك بسبب اضافة القاعدة القوية NaOH .

2 – محلول منظم مكون من قاعدة ضعيفة و احد املاحها

قاعدة ضعيفة		احد املاحها	
امونيا	NH_3	NH_4Cl	كلوريد الامونيوم
انيلين	$C_6H_5NH_2$	$C_6H_5NH_3Cl$	كلوريد الانيليوم
بيردين	C_5H_5N	C_5H_5NHBr	بروميد البيريديوم
مثيل امين	CH_3NH_2	$CH_3NH_3NO_3$	نترات مثيل امونيوم

القوانين الخاصة بمحلول منظم ((قاعدة ضعيفة واحد املاحها))

1 - حساب تركيز ايون الهيدروكسيد من العلاقة :

$$[OH^-] = K_b \times \frac{[\,base\,]}{[\,salt\,]}$$

حيث $[OH^-]$ تركيز ايون الهيدروكسيد لمحلول بفر مكون من قاعدة ضعيفة وملحها
K_b ثابت تفكك القاعدة الضعيفة
$[\,base\,]$ تركيز القاعدة الضعيفة
$[\,salt\,]$ تركيز الملح

2 - حساب الـ (POH) لمحلول منظم (قاعدة ضعيفة وملحها) من العلاقة :

$$POH = PK_b + \log \frac{[\,salt\,]}{[\,base\,]}$$

حيث : POH الاس الهيدروكسيدي للمحلول المنظم
(قبل اضافة حامض قوي او قاعدة قوية ويرمز لها POH_1)

$[\,base\,]$ تركيز القاعدة الضعيفة

$[\,salt\,]$ تركيز الملح

$PK_b = -\log K_b$

)) نستخدم هذه العلاقة لايجاد POH المحلول المنظم المكون من قاعدة ضعيفة وملحها فقط اي قبل اضافة الكتروليت قوي اليه ومنه نستخرج PH_1 من العلاقة : ($PH_1 + POH_1 = 14$)

---

3 - حساب الـ POH بعد اضافة حامض قوي للمحلول المنظم (قاعدة ضعيفة و ملحها) من العلاقة :

$$POH = PK_b + \log \frac{[\,salt\,] + [\,H^+\,]}{[\,base\,] - [\,H^+\,]}$$

حيث : POH الاس الهيدروكسيدي للمحلول المنظم (بعد اضافة حامض قوي اليه ويرمز لها POH_2

ومنها يمكن حساب PH_2 من العلاقة بينهما ($PH_2 + POH_2 = 14$)

$[\,H^+\,]$ تركيز ايون الهيدروجين الناتج من تفكك الحامض القوي المضاف .

---

4 - حساب الـ POH بعد اضافة قاعدة قوية للمحلول المنظم (المكون من قاعدة ضعيفة و ملحها) :

$$POH = PK_b + \log \frac{[\,salt\,] - [\,OH^-\,]}{[\,base\,] + [\,OH^-\,]}$$

حيث : POH الاس الهيدروكسيدي للمحلول المنظم (بعد اضافة قاعدة قوية اليه ويرمز لها POH_2)

$[\,OH^-\,]$ تركيز ايون الهيدروكسيد الناتج من تفكك القاعدة القوية المضافة .

ملاحظات

✿ عند اضافة حامض قوي او قاعدة قوية الى محلول منظم (يتكون من قاعدة ضعيفة وملحها) يجب ملاحظة معطيات الاضافة :

اضافة حامض قوي

١ - اذا كانت الاضافة تتضمن تركيز فقط للحامض القوي بدون حجم عندها نستخرج تركيز الهيدروجين H^+ مباشرة من معادلة تفكك الحامض . (كما مر في ملاحظات محلول بفر (حامض ضعيف وملحه)) .

٢ - اذا كانت الاضافة تتضمن حجم وتركيز للحامض القوي المضاف ، عندها نحسب تركيز الحامض القوي بعد الاضافة من قانون التخفيف : $M_1 . V_1 = M_2 . V_2$.

٣ - اذا كانت الاضافة تتضمن : اضافة عدد مولات للحامض القوي فعندها نحسب التركيز المولاري للحامض من قانون المولارية : $M\,(mol / L) = \frac{n\,(mol)}{V\,(L)}$ ، ومنها نستخرج تركيز ايون H^+ .

٤ - اذا كانت الاضافة تتضمن : اضافة عدد غرامات (اي كتلة) للحامض القوية فعندها نحسب التركيز المولاري للحامض من قانون المولارية : $M\,(mol / L) = \frac{m\,(g)}{M\,(g/\,mol) * V\,(L)}$ ، ومنها نستخرج تركيز ايون H^+

اضافة قاعدة قوية

٥ - اذا كانت الاضافة تتضمن تركيز فقط للقاعدة القوية بدون حجم عندها نستخرج تركيز ايون OH^- مباشرة من معادلة تفكك القاعدة .

٦ - اذا كانت الاضافة تتضمن حجم وتركيز للقاعدة القوية المضافة ، عندها نحسب تركيز القاعدة القوية بعد الاضافة من قانون التخفيف : $M_1 . V_1 = M_2 . V_2$.

٧ - اذا كانت الاضافة تتضمن : اضافة عدد مولات للقاعدة القوية فعندها نحسب التركيز المولاري للقاعدة من قانون المولارية : $M\,(mol / L) = \frac{n\,(mol)}{V\,(L)}$ ، ومنها نستخرج تركيز ايون OH^- .

٨ - اذا كانت الاضافة تتضمن : اضافة عدد غرامات (اي كتلة) للقاعدة القوية فعندها نحسب التركيز المولاري للقاعدة من قانون المولارية : $M\,(mol / L) = \frac{m\,(g)}{M\,(g/\,mol) * V\,(L)}$ ، ومنها نستخرج تركيز ايون OH^-

الخلاصــــة

قبل الاضافة

$$POH_1 = PK_b + \log \frac{[salt]}{[base]}$$

بعد اضافة حامض قوي

$$POH_2 = PK_b + \log \frac{[salt] + [H^+]}{[base] - [H^+]}$$

بعد اضافة قاعدة قوية

$$POH_2 = PK_b + \log \frac{[salt] - [OH^-]}{[base] + [OH^-]}$$

* نحسب PH_1 من POH_1 ، وكذلك نحسب PH_2 من POH_2 ، وذلك باستخدام العلاقة بين PH و POH وهي : $PH + POH = 14$

✪ يمكن ايجاد التغير بالدالة الحامضية (التغير بالاس الهيدروجيني) من العلاقة الاتية :

$$\Delta PH = PH_2 - PH_1$$

التغير بالدالة الحامضية (ΔPH) ، بعد الاضافة (PH_2) ، قبل الاضافة (PH_1)

تطبيقي 2017

تمهيدي 2013

تمرين (3 - 9) في الكتاب

احسب قيمة الاس الهيدروجيني لمحلول يحتوي على NH_3 بتركيز 0.15 M و NH_4Cl بتركيز 0.3 M ، وقارن النتيجة مع PH محلول الامونيا ذي تركيز 0.15 M ؟ علما ان $PK_b = 4.74$.

استفد ($\log 1.64 = 0.21$ ، $\log 2 = 0.3$ ، $\sqrt{2.7} = 1.64$)

الجواب

نحسب POH لمحلول بفر مكون من حامض قاعدة ضعيفة NH_3 و ملاحها NH_4Cl :

$$POH = PK_b + \log \frac{[salt]}{[base]}$$

$$POH = 4.74 + \log \frac{0.3}{0.15} \longrightarrow POH = 4.74 + \log \frac{30}{15}$$

$$POH = 4.74 + \log 2 = 4.74 + 0.3$$

$$POH = 5.04$$

$$PH + POH = 14$$

$$PH = 14 - 5.04 = 8.96$$ الدالة الحامضية للمحلول المنظم

<u>نحسب PH الامونيا NH_3 لوحدها :</u>

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

التراكيز الابتدائية	0.15	0	0
التراكيز عند الاتزان	0.15 - X	X	X

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{0.15 - X}$$ ← تهمل X

$K_b = 10^{-PK_b} = 10^{-4.74}$

$K_b = 10^{-4.74} \times 10^{5} \times 10^{-5}$

$K_b = 10^{0.26} \times 10^{-5}$

حيث $\log 1.8 = 0.26$

$K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{0.15} \longrightarrow X^2 = 0.15 \times 1.8 \times 10^{-5} = 0.27 \times 10^{-5}$$

$$X^2 = 2.7 \times 10^{-6} \longrightarrow X = 1.64 \times 10^{-3}\ M \longrightarrow [OH^-] = X = 1.64 \times 10^{-3}\ M$$

$$POH = -\log[OH^-] = -\log(1.64 \times 10^{-3}) = -(\log 1.64 + \log 10^{-3})$$

$$POH = -(0.21 - 3) = -(-2.79) = 2.79$$

$$PH + POH = 14 \longrightarrow PH = 14 - POH$$

$$PH = 14 - 2.79 = 11.21$$

نلاحظ ان PH الامونيا لوحدها اكبر من PH المزيج اي ان ملح كلوريد الامونيوم قلل من PH الامونيا وذلك لانه ملح حامضي

تمرين (3 - 12) في الكتاب

(استفد : log 2 = 0.3 ، log 3 = 0.48)

احسب قيمة الاس الهيدروجيني PH (أ) للتر من المحلول بفر مكون الامونيا بتركيز 0.1 M ، وكلوريد الامونيوم بتركيز 0.1 M ، (ب) لنفس محلول بفر لكن بعد اضافة 1 mL من محلول حامض الكبريتيك H_2SO_4 تركيزه 10 M ، ثم احسب مقدار التغير الحاصل في قيمة PH وناقش النتيجة . علما ان $PK_b = 4.74$

الجواب

(أ) قبل الاضافة

$$POH_1 = PK_b + \log \frac{[salt]}{[base]}$$

$$POH_1 = 4.74 + \log \frac{0.1}{0.1} \longrightarrow POH_1 = 4.74 + \log 1$$

$$POH_1 = 4.74$$

$$PH_1 + POH_1 = 14 \longrightarrow PH_1 = 14 - POH_1$$

$$PH_1 = 14 - 4.74 = 9.26$$

(ب) بعد اضافة H_2SO_4 (حجم المحلول امنظم 1 L اي $V_2 = 1000$ mL)

$$M_1 (H_2SO_4) \cdot V_1 (H_2SO_4) = M_2 (H_2SO_4) \cdot V_2$$

$$10 \times 1\ mL = M_2 (H_2SO_4) \times 1000\ mL$$

$$M_2 (H_2SO_4) = \frac{10}{1000} = 0.01\ M$$

اضافة حامض قوي بتركيز وحجم لذا نحسب تركيز الحامض المضاف من قانون التخفيف

H_2SO_4	$\longrightarrow$	$2H^+$	+	SO_4^{-2}
0.01		0		0
0		2 x 0.01		0.01

$$[H^+] = 2 \times 0.01 = 0.02\ M$$

$$POH_2 = PK_b + \log \frac{[salt] + [H^+]}{[base] - [H^+]}$$

$$POH_2 = 4.74 + \log \frac{0.1 + 0.02}{0.1 - 0.02} \longrightarrow POH_2 = 4.74 + \log \frac{0.12}{0.08}$$

$$POH_2 = 4.74 + \log \frac{12}{8} \longrightarrow POH_2 = 4.74 + \log \frac{3}{2}$$

$$POH_2 = 4.74 + \log 3 - \log 2 = 4.74 + 0.48 - 0.3$$

$$POH_2 = 4.74 + 0.18$$

$$POH_2 = 4.92 \longrightarrow PH_2 = 14 - POH_2 = 14 - 4.92 = 9.08$$

$$\Delta PH = PH_2 - PH_1$$

$$\Delta PH = 9.08 - 9.26 = -0.18$$

نلاحظ ان قيمة PH قلت بمقدار صغير وان قيمة ΔPH سالبة وذلك بسبب اضافة الحامض القوي H_2SO_4 .

وزاري 2014 د 1

سؤال (3 - 9) فى اسئلة الكتاب

اذا كانت هناك حاجة لتحضير محلول بفر ذو $PH = 9$ من مزيج NH_3 مع NH_4Cl . كم يجب ان تكون النسبة بين $\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$ ؟ علما ان $PK_b = 4.74$. علما ان $\log 1.82 = 0.26$

الجواب

$PH + POH = 14$ → $POH = 14 - 9 = 5$

$POH = PK_b + \log \frac{[salt]}{[base]}$

حيث : $[NH_3] = [base]$ و $[NH_4^+] = [salt]$

$POH = PK_b + \log \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$

$5 = 4.74 + \log \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$

$5 - 4.74 = \log \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$

$\log \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} = 0.26$ نقسم الطرفين على log

$\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} = \log^{-1} 0.26$

حيث $\log 1.82 = 0.26$
$\log^{-} 0.26 = 1.82$

$\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} = 1.82$

وزاري 2013 د 3

سؤال (3 - 11) في اسئلة الكتاب

احسب كتلة كلوريد الامونيوم (M = 53.5 g/mol) الواجب اضافتها الى 500 mL من محلول 0.15 M امونيا لجعل قيمة PH المحلول تساوي 9 . علما ان ثابت تفكك الامونيا $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$.
استفد : log 1.8 = 0.26

الجواب

نحسب POH للمحلول المتكون من قاعدة ضعيفة الامونيا (NH_3) ، وملحها كلوريد الامونيوم (NH_4Cl)

أي محلول بفر :

$PH + POH = 14 \rightarrow POH = 14 - PH = 14 - 9$

POH = 5

$$PK_b = -\log K_b = -\log(1.8 \times 10^{-5})$$
$$PK_b = -(\log 1.8 + \log 10^{-5})$$
$$PK_a = -(0.26 - 5) = -(-4.74) = 4.74$$

$$POH = PK_b + \log \frac{[\text{salt}]}{[\text{base}]}$$

$$5 = 4.74 + \log \frac{[\text{salt}]}{0.15}$$

$$5 - 4.74 = \log \frac{[\text{salt}]}{0.15}$$

$$0.26 = \log \frac{[\text{salt}]}{0.15}$$

نقسم الطرفين على log

حيث log 1.8 = 0.26
$\log^{-} 0.26 = 1.8$

$$\frac{[\text{salt}]}{0.15} = \log^{-1} 0.26$$

$$\frac{[\text{salt}]}{0.15} = 1.8 \rightarrow [\text{salt}] = 1.8 \times 0.15$$

$$[\text{salt}] = 0.27 \; (mol/L) = [NH_4Cl]$$

نحسب كتلة ملح كلوريد الامونيوم الواجب اضافتها الى 500 mL من المحلول :

$$V = \frac{500}{1000} = 0.5 \; L$$

$$m_{(NH_4Cl)} = M_{(NH_4Cl)} \times M_{(NH_4Cl)} \times V$$

$$m_{NH4Cl} = 0.27 \times 53.5 \times 0.5$$

$$m_{NH4Cl} = 7.2 \; g$$

سؤال (3 – 19) في الكتاب

محلول بفر يتكون من 0.02 M من NH_4Cl و 0.01 M من NH_3 ، اضيف الى لتر من المحلول 1 mL من KOH بتركيز 10 M ، احسب مقدار التغير بـ PH علما بأن $K_b\ (NH_3) = 1.8 \times 10^{-5}$

استفد : log 2 = 0.3 , log 1.8 = 0.26

الجواب

(1) قبل الاضافة

$PK_b = -\log K_b = -\log(1.8 \times 10^{-5})$

$PK_b = -(\log 1.8 + \log 10^{-5})$

$PK_b = -(0.26 - 5) = -(-4.74) = 4.74$

$$POH_1 = PK_b + \log \frac{[salt]}{[base]}$$

$$POH_1 = 4.74 + \log \frac{0.02}{0.01}$$

$POH_1 = 4.74 + \log 2 \rightarrow POH_1 = 4.74 + 0.3$

$POH_1 = 5.04$

$PH_1 + POH_1 = 14 \rightarrow PH_1 = 14 - POH_1$

$PH_1 = 14 - 5.04 = 8.96$

(ب) بعد اضافة KOH (حجم المحلول المنظم 1 L اي $V_2 = 1000$ mL)

$M_{1(KOH)} \cdot V_{1(KOH)} = M_{2(KOH)} \cdot V_2$

$10 \times 1\ mL = M_{2(KOH)} \times 1000\ mL$

$$M_{2(KOH)} = \frac{10}{1000} = 0.01\ M$$

اضافة قاعدة قوية بتركيز وحجم لذا نحسب تركيز القاعدة المضافة من قانون التخفيف

KOH	$\rightarrow$	K^+	+	OH^-
0.01		0		0
0		0.01		0.01

$[HO^-] = 0.01\ M$

$$POH_2 = PK_b + \log \frac{[salt] - [OH^-]}{[base] + [OH^-]}$$

$$POH_2 = 4.74 + \log \frac{0.02 - 0.01}{0.01 + 0.01} \rightarrow POH_2 = 4.74 + \log \frac{0.01}{0.02}$$

$$POH_2 = 4.74 + \log \frac{1}{2} \rightarrow POH_2 = 4.74 + \log 1 - \log 2$$

$POH_2 = 4.74 + 0 - 0.3 \rightarrow POH_2 = 4.44$

$PH_2 = 14 - POH_2 \rightarrow PH_2 = 14 - 4.44 = 9.56$

$\Delta PH = PH_2 - PH_1$

$\Delta PH = 9.56 - 8.96 = 0.6$

سؤال وزاري 2015 الدور الثاني

احسب التغير في قيمة الـ PH بعد اضافة 0.025 M من محلول $Ba(OH)_2$ الى 1 L من محلول بفر مكون من 0.1 M NH_3 و 0.3 M NH_4Cl علما ان $K_b(NH_3) = 2 \times 10^{-5}$.
(log 2 = 0.3 ، log 5 = 0.7 ، log 3 = 0.47)

الجواب

قبل الاضافة

$PK_b = -\log K_b = -\log(2 \times 10^{-5})$

$PK_b = -(\log 2 + \log 10^{-5})$

$PK_a = -(0.3 - 5) = -(-4.7) = 4.7$

$POH_1 = PK_b + \log \frac{[salt]}{[base]}$

$POH_1 = 4.7 + \log \frac{0.3}{0.1}$

$POH_1 = 4.7 + \log 3 = 4.7 + 0.47$

$POH_1 = 5.17$

$PH_1 + POH_1 = 14 \rightarrow PH_1 = 14 - POH_1$

$PH_1 = 14 - 5.17 = 8.83$

بعد اضافة $Ba(OH)_2$

$$Ba(OH)_2 \longrightarrow Ba^{+2} + 2OH^-$$

$Ba(OH)_2$	Ba^{+2}	$2OH^-$
0.025	0	0
0	0.025	2x 0.025

اضافة قاعدة قوية بتركيز فقط بدون حجم لذا نستخدم هذا التركيز بشكل

$[OH^-] = 2 \times 0.025 = 0.05\ M$

$POH_2 = PK_b + \log \frac{[salt] - [OH^-]}{[base] + [OH^-]}$

$POH_2 = 4.7 + \log \frac{0.3 - 0.05}{0.1 + 0.05} \rightarrow POH_2 = 4.7 + \log \frac{0.25}{0.15}$

$POH_2 = 4.7 + \log \frac{25}{15} \rightarrow POH_2 = 4.7 + \log \frac{5}{3}$

$POH_2 = 4.7 + \log 5 - \log 3 = 4.7 + 0.7 - 0.47$

$POH_2 = 4.7 + 0.23$

$POH_2 = 4.93$

$PH_2 = 14 - POH_2 = 14 - 4.93 = 9.07$

$\Delta PH = PH_2 - PH_1$

$\Delta PH = 9.07 - 8.83 = 0.24$

تطبيقي 2017

سؤال وزاري 2015 الدور الثالث

احسب قيمة الاس الهيدروجيني لمحلول يحتوي على NH_3 بتركيز 0.2 M و NH_4Cl بتركيز 0.4 M ، وقارن النتيجة مع PH محلول الامونيا بتركيز 0.2 M ؟ علما ان $PK_b = 4.7$.
استفد (log 2 = 0.3)

الجواب

نحسب POH لمحلول بفر مكون من حامض قاعدة ضعيفة NH_3 و ملاحها NH_4Cl :

$$POH = PK_b + \log \frac{[salt]}{[base]}$$

$$POH = 4.7 + \log \frac{0.4}{0.2} \longrightarrow POH = 4.7 + \log \frac{4}{2}$$

$$POH = 4.7 + \log 2 = 4.7 + 0.3$$

$$POH = 5$$

$$PH + POH = 14$$

$$PH = 14 - 5 = 9$$ الدالة الحامضية للمحلول المنظم

نحسب PH الامونيا NH_3 لوحدها :

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^{+} + OH^{-}$$

	NH_3	NH_4^+	OH^-
التراكيز الابتدائية	0.2	0	0
التراكيز عند الاتزان	0.2 - X	X	X

$$K_b = \frac{[NH_4^{+}][OH^{-}]}{[NH_3]}$$

$$2 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{0.2 - X}$$ ← تهمل

$K_b = 10^{-PK_b} = 10^{-4.7}$
$K_b = 10^{-4.7} \times 10^{5} \times 10^{-5}$
$K_b = 10^{0.3} \times 10^{-5}$
حيث $\log 2 = 0.3$
$K_b = 2 \times 10^{-5}$

$$2 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{0.2} \longrightarrow X^2 = 0.2 \times 2 \times 10^{-5} = 0.4 \times 10^{-5}$$

$$X^2 = 4 \times 10^{-6} \longrightarrow X = 2 \times 10^{-3}\ M \longrightarrow [OH^-] = X = 2 \times 10^{-3}\ M$$

$$POH = -\log[OH^-] = -\log(2 \times 10^{-3}) = -(\log 2 + \log 10^{-3})$$

$$POH = -(0.3 - 3) = -(-2.7) = 2.7$$

$$PH + POH = 14 \longrightarrow PH = 14 - POH$$

$$PH = 14 - 2.7 = 11.3$$

نلاحظ ان PH الامونيا لوحدها اكبر من PH المزيج اي ان ملح كلوريد الامونيوم قلل من PH الامونيا وذلك لانه ملح حامضي

سؤال وزاري 2016 الدور الاول

استفد : $\log 11 = 1.04$, $\log 3 = 0.477$, $\log 1.8 = 0.26$

احسب قيمة الاس الهيدروجيني PH (1) : للتر من المحلول بفر مكون من الامونيا وكلوريد الامونيوم بتركيز 0.1 M لكل منهما ، (2) بعد اضافة (2 mL) من محلول هيدروكسيد الصوديوم بتركيزه (5 مولاري) ، ثم احسب مقدار التغير الحاصل في قيمة PH . علما ان $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

الجواب

(1) قبل الاضافة

$PK_b = -\log K_b = -\log(1.8 \times 10^{-5})$

$PK_b = -(\log 1.8 + \log 10^{-5})$

$PK_b = -(0.26 - 5) = -(-4.74) = 4.74$

$$POH_1 = PK_b + \log \frac{[salt]}{[base]}$$

$$POH_1 = 4.74 + \log \frac{0.1}{0.1}$$

$POH_1 = 4.74 + \log 1 \longrightarrow POH_1 = 4.74$

$PH_1 + POH_1 = 14 \longrightarrow PH_1 = 14 - POH_1$

$PH_1 = 14 - 4.74 = 9.26$

(ب) بعد اضافة NaOH (حجم المحلول امنظم 1 L اي $V_2 = 1000$ mL)

$M_1(NaOH) \cdot V_1(NaOH) = M_2(NaOH) \cdot V_2$

$5 \times 2\ \text{mL} = M_2(NaOH) \times 1000\ \text{mL}$

$$M_2(NaOH) = \frac{10}{1000} = 0.01\ M$$

اضافة قاعدة قوية بتركيز وحجم لذا نحسب تركيز القاعدة المضافة من قانون التخفيف

$NaOH$	$\rightarrow$	Na^+	+	OH^-
0.01		0		0
0		0.01		0.01

$[HO^-] = 0.01\ M$

$$POH_2 = PK_b + \log \frac{[salt] - [OH^-]}{[base] + [OH^-]}$$

$$POH_2 = 4.74 + \log \frac{0.1 - 0.01}{0.1 + 0.01} \longrightarrow POH_2 = 4.74 + \log \frac{0.09}{0.11}$$

$$POH_2 = 4.74 + \log \frac{9}{11} \longrightarrow POH_2 = 4.74 + \log 9 - \log 11$$

$POH_2 = 4.74 + \log(3 \times 3) - \log 11 \longrightarrow POH_2 = 4.74 + \log 3 + \log 3 - \log 11$

$POH_2 = 4.74 + 0.477 + 0.477 - 1.04$

$POH_2 = 4.654 \longrightarrow PH_2 = 14 - POH_2 = 14 - 4.654 = 9.346$

$\Delta PH = PH_2 - PH_1$

$\Delta PH = 9.346 - 9.26 = 0.86$

تخفيف الحوامض القوية والقواعد القوية

1- حساب قيم الـ PH للحواض القوية و القواعد القوية بعد التخفيف

✿ **يحدث التخفيف من اضافة حجم معلوم من الماء النقي (المقطر) الى المحلول الاصلي (مثل الحامض او القاعدة) مسبباً تغير في تركيز المحلول الاصلي نتيجة لزيادة الحجم ، حيث يقل التركيز بعد التخفيف كلما زاد الحجم نتيجة التخفيف ، يمكن حساب التركيز الثاني للمحلول الاصلي بعد التخفيف من قانون التخفيف الاتي :**

$$M_1 * V_1 = M_2 * V_2$$

حيث : M_1 التركيز الابتدائي قبل التخفيف

V_1 الحجم الابتدائي قبل التخفيف

M_2 التركيز الابتدائي قبل التخفيف

V_2 الحجم الكلي قبل التخفيف ، حيث ($V_2 = V_{\text{الماء}} + V_{\text{المحلول الاصلي}}$)

- **بعد حساب التركيز الثاني M_2 للمحلول الاصلي (الحامض او القاعدة) :**

أ - نحسب قيمة PH اذا كان المحلول المخفف حامض قوي من : $PH = -\log [H^+]$

ب - نحسب قيمة POH اذا كان المحلول قاعدة قوية من $POH = -\log [OH^-]$ و منها نحسب قيمة PH من العلاقة بين PH و POH ($PH + POH = 14$) .

ملحوظة : اذا كان حجم المحلول الالكتروليتي صغير مقارنةً بحجم الماء عندها يهمل حجم المحلول عند حساب V_2 فيبقى حجم الماء فقط :

$$V_2 = V_{\text{الماء}} + V_{\text{المحلول الاصلي}} \approx V_{\text{الماء}}$$

يهمل (اذا كان صغير) كان يكون (1mL او 2mL .... 10 mL)

تطبيقي 2017

علل / وزاري 2013 الدور الثالث + تمهيدي 2016 / **تزداد درجة تأين الالكتروليت الضعيف عند التخفيف ؟**

الجواب / لان التخفيف يؤدي الى تقليل تركيز الايونات الناتجة من تفكك الالكتروليت الضعيف ومن اجل ازالة هذا التاثير حسب قاعدة لو شاتليه فان الالكتروليت الضعيف يزيد من تفككه وبالتالي تزداد درجة التفكك .

سؤال (3 – 17) في اسئلة الكتاب :

احسب قيمة الاس الهيدروجيني لمحلول نتج من تخفيف 1 mL من 10 M حامض الهيدروكلوريك الى لتر بالماء .

الجواب

المعطيات : $M_1 = 10\ M$ ، $V_1 = 1\ mL$ ، $V_2 = 1\ L = 1000\ mL$ ، $M_2 = ??$

نحسب تركيز الحامض HCl بعد التخفيف (M_2) كالاتي :

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

$$10 \times 1\ mL = M_2 \times 1000\ mL$$

تركيز HCl بعد التخفيف

$$M_2 = \frac{10}{1000} = 0.01\ M$$

الحامض قوي يتفكك بشكل تام :

	HCl	$\longrightarrow$	H^+	+	Cl^-
التركيز الابتدائي	0.01		0		0
التركيز النهائي	0		0.01		0.01

$$[H^+] = 0.01\ M$$

تركيز ايون الهيدروجين هو $[H^+] = 0.01\ M$ **لذا نحسب قيم PH من العلاقة الاتية :**

$$PH = -\log[H^+] = -\log 0.01$$

$$PH = -\log[H^+] = -\log 10^{-2}$$

$$PH = -(-2)$$

$$PH = 2$$

مثال / اضيف 1 mL من 5 M هيدروكسيد الكالسيوم الى نصف لتر من الماء المقطر احسب قيمة الاس الهيدروجيني للمحلول . علما ان (log 2 = 0.3)

الجواب

المعطيات : $M_1 = 5\ M$ ، $V_1 = 1\ mL$ ، $V_2 = \frac{1}{2}\ L = 500\ mL$ ، $M_2 = ??$

نحسب تركيز القاعدة $Ca(OH)_2$ بعد التخفيف (M_2) كالاتي :

$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$

$5 \times 1\ mL = M_2 \times 500\ mL$

تركيز $Ca(OH)_2$ بعد التخفيف $M_2 = \frac{5}{500} = 0.01\ M$

القاعدة القوية تتفكك بشكل تام :

	$Ca(OH)_2 \longrightarrow$	Ca^{+2}	+ $2\ OH^-$
التركيز الابتدائي	0.01	0	0
التركيز النهائي	0	0.01	2 x 0.01

$[OH^-] = 0.02\ M = 2 \times 10^{-2}\ M$

تركيز ايون الهيدروكسيد $[OH^-] = 2 \times 10^{-2}\ M$ لذا نحسب قيمة POH من العلاقة الاتية :

$POH = -\log[OH^-] = -\log 2 \times 10^{-2}$

$POH = -(\log 2 + \log 10^{-2})$ حيث (log 2 = 0.3)

$POH = -(0.3 - 2) = -(-1.7)$

$POH = 1.7$

نحسب قيمة PH من العلاقة :

$PH + POH = 14$

$PH = 14 - POH = 14 - 1.7$

$PH = 12.3$

مسائل واجبات

استفد : log 2 = 0.3

س١ / اضيف 5 mL من حامض H_2SO_4 بتركيز 5 M الى (2 L) من الماء المقطر ، احسب قيمة PH للمحلول
ج : PH = 1.7

س٢ / احسب قيمة PH محلول ناتج من اضافة 2mL من هيدروكسيد البوتاسيوم KOH بتركيز 5 M الى لتر من الماء المقطر .
ج : PH = 12

2- حساب التغير في قيم الـ PH (التغير نتيجة التخفيف)

✪ تتغير قيمة PH بتغير التراكيز نتيجة الاضافة او التخفيف ، حيث يمكن حساب التغير في PH من الاعلاقة الاتية :

$$\Delta PH = PH_2 - PH_1$$

حيث : ΔPH التغير في الدالة الحامضية (الاس الهيدروجيني)

PH_1 الدالة الحامضية للمادة الاصلية الموجودة اصلاً في وعاء التفاعل (اي قبل الاضافة)

PH_2 الدالة الحامضية بعد التخفيف .

هنالك نوعان من الاسئلة :

أ – اذا كان المطلو في السؤال حساب التغير في قيمة PH للماء المقطر ، نتبع الخطوات الاتية :

اولاً : ان قيمة PH_1 تساوي 7 لان الماء المقطر متعادل .

ثانيا : نحسب تركيز الالكتروليت المضاف (حامض او قاعدة) بعد اضافته للماء مـــن قانون التخفيف ثـم نحسب PH_2 له .

ثالثاً : نحسب ΔPH من العلاقة :

$$\Delta PH = PH_1 - PH_2$$

* تكون قيمة **ΔPH** **للماء** سالبة عند اضافة حامض لان قيمة **PH** تقل بزيادة الحامضية .
* تكون قيمة **ΔPH** **للماء** موجبة عند اضافة قاعدة لان قيمة **PH** تزداد بزيادة القاعدية .
* كلمة (تغير بمقدار) تعني ΔPH .

سؤال (3 – 2) في اسئلة الكتاب :

جد مقدار التغير في قيمة PH للماء عند اضافة الى لتر منه المحاليل الاتية :

-1 1 mL من HCl تركيزه 10 M . -2 1 mL من NaOH تركيزه 10 M .

الجواب

-١ قيمة PH الماء قبل اضافة حامض HCl : $PH_1 = 7$

نحسب تركيز HCl بعد اضافته للماء (اي بعد التخفيف) من قانون التخفيف :

$$M_{1\,(HCl)} * V_1 = M_{2\,(HCl)} * V_T$$

$$10\ M * 1\ mL = M_{2\,(HCl)} * 1000\ mL$$

$$M_2 = \frac{10\ M}{1000} = 0.01\ M = 10^{-2}\ M = [\ HCl\ ]_{\text{بعد التخفيف}}$$

$$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$$

HCl		H^+	Cl^-
0.01		0	0
0		0.01	0.01

$$PH = -\log[\ H^+\ ] = -\log 10^{-2}$$

$$PH = 2$$

$$\Delta PH = PH_2 - PH_1$$

$$\Delta PH = 2 - 7 = -5$$

-٢ قيمة PH الماء قبل اضافة القاعدة NaOH : $PH_1 = 7$

نحسب تركيز NaOH بعد اضافته للماء (بعد التخفيف) من قانون التخفيف :

$$M_{1\,(NaOH)} * V_1 = M_{2\,(NaOH)} * V_T$$

$$10\ M * 1\ mL = M_{2\,(NaOH)} * 1000\ mL$$

$$M_2 = \frac{10\ M}{1000} = 0.01\ M = 10^{-2}\ M = [\ NaOH\ ]_{\text{بعد التخفيف}}$$

$$NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$$

$NaOH$		Na^+	OH^-
0.01		0	0
0		0.01	0.01

$$POH = -\log[\ OH^-\ ] = -\log 10^{-2}$$

$$POH = 2$$

$$PH = 14 - POH$$

$$PH = 14 - 2 = 12$$

$$\Delta PH = PH_2 - PH_1$$

$$\Delta PH = 12 - 7 = 5$$

تطبيقي 2017

ب – اذا كان المطلوب في السؤال حساب التغير في قيمة PH للالكتروليت المضاف ، نتبع الخطوات الاتية :

اولاً : نحسب قيمة PH_1 للالكتروليت (حامض او قاعدة) قبل التخفيف (اي قبل اضافة الماء اليه) .

ثانيا : نحسب تركيز الالكتروليت بعد التخفيف (اي بعد اضافت الماء اليه) من قانون التخفيف

ثم نحسب PH_2 له .

ثالثاً : نحسب ΔPH من العلاقة :

$$\Delta PH = PH_1 - PH_2$$

مثال / 1mL من 0.1 M من هيدروكسيد الباريوم $Ba(OH)_2$ اضيف اليه لتر من الماء المقطر احسب مقدار التغير في قيمة PH هيدروكسيد الباريوم . علما ان log 2 = 0.3

الجواب

نحسب PH_1 لهيدروكسيد الباريوم $Ba(OH)_2$ قبل التخفيف :

$$Ba(OH)_2 \longrightarrow Ba^{+2} + 2OH^-$$

التركيز الابتدائي	0.1	0	0
التركيز النهائي	0	0.1	2 x 0.1

$[OH^-] = 0.2\ M = 2 \times 10^{-1}\ M$

$POH_1 = -\log[OH^-] = -\log 2 \times 10^{-1}$

$POH_1 = -(\log 2 + \log 10^{-1}) = -(0.3 - 1) = -(-0.7)$

$POH_1 = 0.7$

$PH_1 + POH_1 = 14$

$PH_1 = 14 - POH_1$

$PH_1 = 14 - 0.7 = 13.3$

نحسب PH_2 لهيدروكسيد الباريوم $Ba(OH)_2$ بعد التخفيف :

$V_2 = V_{H_2O} + V_{Ba(OH)_2}$

$V_2 = 1000 + 1 \approx 1000\ L$

يهمل

تطبيقي 2017

نحسب تركيز القاعدة $Ba(OH)_2$ بعد التخفيف (M_2) كالاتي : $M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$

$0.1 \times 1\ mL = M_2 \times 1000\ mL$

تركيز $Ba(OH)_2$ بعد التخفيف $M_2 = \frac{0.1}{1000} = 0.0001\ M$

القاعدة القوية تتفكك بشكل تام : $Ba(OH)_2 \longrightarrow Ba^{+2} + 2OH^-$

	$Ba(OH)_2$	Ba^{+2}	$2OH^-$
التركيز الابتدائي	0.0001	0	0
التركيز النهائي	0	0.0001	2 x 0.0001

$[OH^-] = 0.0002\ M = 2 \times 10^{-4}\ M$

تركيز ايون الهيدروكسيد $[OH^-] = 2 \times 10^{-4}\ M$ لذا نحسب قيم POH من العلاقة الاتية :

$POH_2 = -\log[OH^-] = -\log 2 \times 10^{-4}$

$POH_2 = -(\log 2 + \log 10^{-4})$

$POH_2 = -(0.3 - 4) = -(-3.7)$

$POH_2 = 3.7$

نحسب قيمة PH_2 من العلاقة : $PH_2 + POH_2 = 14$

$PH_2 = 14 - POH_2 = 14 - 3.7$

$PH_2 = 10.3$

$\Delta PH = PH_2 - PH_1$

$\Delta PH = 10.3 - 13.3$

$\Delta PH = -3$

ملحوظة : * تكون قيمة ΔPH موجبة عند تخفيف الحوامض .
* تكون قيمة ΔPH سالبة عند تخفيف القواعد .

مسائل واجبات

س١ / اضيف 1 mL من حامض H_2SO_4 بتركيز 10 M الى لتر من الماء المقطر ، احسب مقدار التغير في قيمة الـ PH للماء . ج : PH = - 5.3

س٢ / اضيف لتر من الماء المقطر الى 1 mL من 0.1 M هيدروكسيد الصوديوم NaOH ، احسب مقدار التغير في قيمة الدالة الحامضية لـ NaOH . ج : PH = - 3

سؤال (3 – 22) في الكتاب

احسب التغير في الاس الهيدروجيني لمحلول من الفينول تركيزه 0.2 M بعد تخفيفه بالماء لمئة مرة . علماً ان ثابت تأين الفينول = 1.3×10^{-10} . استفد : $\sqrt{0.26} = 0.5$ ، log5 = 0.7 ،

الجواب

نحسب تركيز ايون الهيدروجين [H^+] قبل التخفيف ومنه نستخرج PH_1 كلاتي :

	C_6H_5OH	⇌	$C_6H_5O^-$	+	H^+
التراكيز الابتدائيــة	0.2		0		0
التراكيز عند الاتزان	0.2 - X		X		X

$$K_a = \frac{[C_6H_5O^-][H^+]}{[C_6H_5OH]}$$

$$1.3 \times 10^{-10} = \frac{(X)(X)}{0.2 - X} \longrightarrow 1.3 \times 10^{-10} = \frac{X^2}{0.2 - X}$$

تهمل بالتقريب

$$1.3 \times 10^{-10} = \frac{X^2}{0.2} \longrightarrow X^2 = 1.3 \times 10^{-10} \times 0.2$$

$$X^2 = 0.26 \times 10^{-10}$$

$$X = \sqrt{0.26 \times 10^{-10}} = 0.5 \times 10^{-5}\ M$$

$$[H^+] = X = 0.5 \times 10^{-5}\ M = 5 \times 10^{-6}\ M$$

$$PH_1 = -\log[H^+] \longrightarrow PH_1 = -\log 5 \times 10^{-6}$$

$$PH_1 = -(\log 5 + \log 10^{-6}) \longrightarrow PH_1 = -(0.7 - 6)$$

$$PH_1 = -(-5.3) = 5.3$$

نحسب تركيز ايون الهيدروجين [H^+] بعد التخفيف لمئة مرة ومنه نستخرج PH_2 كلاتي :

$$\text{عدد مرات التخفيف} = \frac{\text{تركيز المحلول قبل التخفيف } (M_1)}{\text{تركيز المحلول بعد التخفيف } (M_2)}$$

$$100 = \frac{0.2}{M_2} \longrightarrow M_2 = \frac{0.2}{100} \longrightarrow M_2 = 0.002\ M$$

	C_6H_5OH	⇌	$C_6H_5O^-$	+	H^+
التراكيز الابتدائيــة	0.002		0		0
التراكيز عند الاتزان	0.002 - X		X		X

$$K_a = \frac{[C_6H_5O^-][H^+]}{[C_6H_5OH]} \longrightarrow 1.3 \times 10^{-10} = \frac{(X)(X)}{0.002 - X}$$

تكملة الحل

تطبيقي 2017

$$1.3 \times 10^{-10} = \frac{X^2}{0.002 - X} \longrightarrow 1.3 \times 10^{-10} = \frac{X^2}{0.002}$$

X تهمل بالتقريب

$$X^2 = 1.3 \times 10^{-10} \times 0.002 \longrightarrow X^2 = 0.0026 \times 10^{-10}$$

$$X^2 = 0.26 \times 10^{-12} \longrightarrow X = \sqrt{0.26 \times 10^{-12}} = 0.5 \times 10^{-6}\ M$$

$$[H^+] = X = 0.51 \times 10^{-6}\ M = 5 \times 10^{-7}\ M$$

$$PH_2 = -\log[H^+] \longrightarrow PH_2 = -\log 5 \times 10^{-6}$$

$$PH_2 = -(\log 5 + \log 10^{-7}) \longrightarrow PH_2 = -(0.7 - 7)$$

$$PH_2 = -(-6.3) = 6.3$$

نحسب التغير في الاس الهيدروجيني ΔPH كالاتي :

$$\Delta PH = PH_2 - PH_1$$

$$\Delta PH = 6.3 - 5.3$$

$$\Delta PH = 1$$

سؤال (3 – 24) في الكتاب

استفد : $\log 6 = 0.78$ ، $\log 2 = 0.3$

اضيف 0.05 mol من $Ba(OH)_2$ مرة الى لتر من الماء المقطر ومرة اخرى الى لتر من محلول مكون من HCN و NaCN كل منهما بتركيز 0.3 M كم سيكون مقدار التغير في قيمة PH في الحالتين علما ان K_a لـ HCN = 6×10^{-10} ؟

الجواب

نحسب التغير في قيمة PH الماء بعد اضافة $Ba(OH)_2$ اليه ، كالاتي :

$$M_{Ba(OH)_2}\ (mol/L) = \frac{n\ (mol)}{V\ (L)} = \frac{0.05\ mol}{1\ L}$$

$$M_{Ba(OH)_2} = 0.05\ M$$

قيمة PH الماء قبل اضافة حامض $Ba(OH)_2$: $PH_1 = 7$

القاعدة القوية تتفكك بشكل تام : $Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{+2} + 2\,OH^-$

	$Ba(OH)_2$	Ba^{+2}	$2\,OH^-$
التركيز الابتدائي	0.05	0	0
التركيز النهائي	0	0.05	2 x 0.05

$$[OH^-] = 2 \times 0.05 = 0.1\ M$$

تركيز ايون الهيدروكسيد $[OH^-] = 10^{-1}$ M لذا نحسب قيم POH_2 من العلاقة الاتية :

$POH_2 = -\log[OH^-] = -\log 10^{-1}$

$POH_2 = 1$

نحسب قيمة PH_2 من العلاقة :

$PH_2 + POH_2 = 14$

$PH_2 = 14 - POH_2 = 14 - 1$

$PH_2 = 13$

$\Delta PH = PH_2 - PH_1$

$\Delta PH = 13 - 7$

$\Delta PH = 6$

نحسب التغير في قيمة PH المحلول المنظم بعد اضافة $Ba(OH)_2$ اليه ، كالاتي :

قبل الاضافة نحسب PH_1 للمحلول المنظم (حامض ضعيف وملحه)

$PK_a = -\log K_b = -\log 6 \times 10^{-10}$

$PK_a = -(\log 6 + \log 10^{-10})$

$PK_a = -(0.78 - 10) = -(-9.22)$

$PK_a = 9.22$

$$PH_1 = PK_a + \log\frac{[salt]}{[acid]}$$

$$PH_1 = 9.22 + \log\frac{0.3}{0.3} = 9.31 + \log 1$$

$PH_1 = 9.22$

بعد الاضافة نحسب PH_2 للمحلول المنظم بعد اضافة $Ba(OH)_2$:

$$Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{+2} + 2OH^-$$

0.05	0	0
0	0.05	2 x 0.05

$[OH^-] = 2 \times 0.05 = 0.1$ M

بعد الاضافة

$$PH_2 = PK_a + \log\frac{[salt] + [OH^-]}{[acid] - [OH^-]}$$

$$PH_2 = 9.22 + \log\frac{0.3 + 0.1}{0.3 - 0.1} \rightarrow PH_2 = 9.22 + \log\frac{0.4}{0.2}$$

$$PH_2 = 9.22 + \log 2 \rightarrow PH_2 = 9.22 + 0.3$$

$PH_2 = 9.52$

$\Delta PH = PH_2 - PH_1$

$\Delta PH = 9.52 - 9.22$

$\Delta PH = 0.3$

الذوبانية وثابت حاصل الذوبان K_{SP}

توجـــــد مواد شحيحة الذوبان (قليلة الذوبان جدا) في الماء ، تخضع عملية ذوبانها في الماء الى حالة اتزان تنشأ بين الجزء الصلب غيــر الذائب (غير المتفكك) وبين الايونات الناتجة من تفكك الجــــزء الذائب ويدعى هـــذا المحلول بالمحلول المشبع للمادة . وهـــذا يحصل فـــي الاملاح شحيحـــة الذوبان و بعض الهيدروكسيدات الفلزية .

امثلة على مواد قليلة الذوبان :

$AgCl$	كلوريد الفضة
$AgBr$	بروميد الفضة
AgI	يوديد الفضة
Ag_2CrO_4	كرومات الفضة
CaF_2	فلوريد الكالسيوم
CaC_2O_4	اوكزالات الكالسيوم
MgF_2	فلوريد المغنيسيوم
$PbSO_4$	كبريتات الرصاص
$BaSO_4$	كبريتات الباريوم
$BaCrO_4$	كرومات الباريوم
NiS	كبريتيد النيكل
$Mg(OH)_2$	هيدروكسيد المغنيسيوم
$Zn(OH)_2$	هيدروكسيد الخارصين
$Fe(OH)_3$	هيدروكسيد الحديد (III)

يمكن وصف عملية ذوبان مركب ايوني صلب (AB) شحيح الذوبان في الماء كما ياتي :

تفاعل عام $A_aB_{b\,(S)} \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} aA^+_{(aq)} + bB^-_{(aq)}$

عند الاتزان S S

حيث S تمثل الذوبانية (او قابلية الذوبان)

يعبر عن حالة الاتزان لهذا التفاعل بثابت حاصل الذوبان (K_{SP}) ، كما بالعلاقة الاتية :

$$K_{SP} = [A^+]^a [B^-]^b$$

$$K_{SP} = S * S = S^2$$

حيث : K_{SP} ثابت حاصل الذوبان
a عدد مولات الايون A^+ في المعادلة الموزونة
b عدد مولات الايون B^- في المعادلة الموزونة

مثال / اكتب علاقة ثابت حاصل الذوبان K_{SP} للمركبات الاتية :

1 - $Mg(OH)_2$ 2 - CaC_2O_4 3 - $BaSO_4$

الجواب

1 - $Mg(OH)_2$

$$Mg(OH)_2 \rightleftharpoons Mg^{+2} + 2OH^-$$

S 2S

$$K_{SP} = [Mg^{+2}][OH^-]^2$$

$$K_{SP} = (S)(2S)^2 = 4S^3$$

2- CaC_2O_4

$$CaC_2O_4 \rightleftharpoons Ca^{+2} + C_2O_4^{-2}$$

S S

$$K_{SP} = [Ca^{+2}][C_2O_4^{-2}]$$

$$K_{SP} = (S) * (S) = S^2$$

3 - $BaSO_4$

$$BaSO_4 \rightleftharpoons Ba^{+2} + SO_4^{-2}$$

S S

$$K_{SP} = [Ba^{+2}][SO_4^{-2}] = (S) * (S) = S^2$$

ثابت حاصل الذوبان K_{sp} :

هو كمية ناتجة من حاصل ضرب التراكيز المولارية (عند حالة الاتزان) للايونات الناتجة من تفكك المادة شحيحة الذوبان كلاً مرفوع الى أس مساوٍ لعدد الايونات في المعادلة الكيميائية الموزونة ، وهو مقدار ثابت بثبوت درجة الحرارة .

الذوبانية المولارية (قابلية الذوبان) :

هـــي عدد مولات المادة التي تذوب في لتر واحـد من المحلول المشبع للمادة (اي عند حالة الاتزان بين المادة الصلبة ومحلول المادة) ويرمز لها S ووحدتها mol / L .

ملاحظات

1 **وحدات الذوبانية (قابلية الذوبان) هي mol/L أو g/L .**

2 **تمثل الذوبانية (قابلية الذوبان) تركيز الذائب من الملح ، وكذلك تمثل التركيز المولاري لمول واحد من الايونات الناتجة من تفكك المادة شحيحة الذوبان .**

ملاحظة

في حسابات K_{sp} تكون قابلية الذوبان (الذوبانية) S بـــدلالة (mol / L) ، اما اذا اعطيت بدلالة (g/L) فتحول الى (mol / L) باستخدام العلاقة الاتية :

$$S\ (mol / L) = \frac{S\ (g / L)}{M\ (g / mol)}$$

حيث M الكتلة المولية للمادة شحيحة الذوبان

✿ **يمكن حساب الذوبانية المولارية من العلاقة الاية :**

$$S\ (mol / L) = \frac{m\ (g)}{M\ (g / mol) * V\ (L)}$$

حيث m كتلة الذائب من الملح
V الحجم باللتر (L)

مثال (3 – 12) في الكتاب

ماهي الذوبانية المولارية لملح كبريتات الرصاص $PbSO_4$ ؟ اذا علمت ان ثابت حاصل الذوبان لهذا الملح $K_{SP} = 1.6 \times 10^{-8}$. (استفد : $\sqrt{1.6} = 1.26$)

الجواب

$$PbSO_4 \rightleftharpoons Pb^{+2} + SO_4^{-2}$$

S S

$K_{SP} = [Ba^{+2}][SO_4^{-2}]$

$1.6 \times 10^{-8} = (S) * (S) = S^2$

$S = \sqrt{1.6 \times 10^{-8}} = 1.26 \times 10^{-4}$ (mol / L)

تمرين (3 – 13) في الكتاب

احسب ثابت حاصل الذوبان K_{SP} لملح يودات الرصاص $Pb(IO_3)_2$ اذا علمت ان لتر واحد من المحلول المشبع يحتوي على 3.9×10^{-5} M منه .

الجواب

تركيز الذائب من لملح يمثل ذوبانية الملح (S) ، اي

$S = 3.9 \times 10^{-5}$ M

$$Pb(IO_3)_2 \rightleftharpoons Pb^{+2} + 2\,IO_3^{-1}$$

S 2S

$K_{SP} = [Pb^{+2}][IO_3^{-1}]^2$

$K_{SP} = (S) * (2S)^2 = S * 4S^2$

$K_{SP} = 4S^3 = 4 \times (3.9 \times 10^{-5})^3$

$K_{SP} = 4 \times 59.3 \times 10^{-15}$

$K_{SP} = 237.2 \times 10^{-15} = 2.372 \times 10^{-13}$

$K_{SP} \approx 2.4 \times 10^{-13}$

تمرين (3 – 14) في الكتاب

اذا علمت ان لتراً واحداً من المحلول المشبع لكرومات الفضة Ag_2CrO_4 (M = 332 g/mol) يحوي 0.0215 g من الملح ، احسب ثابت حاصل الذوبان لهذا الملح .

الجواب

كتلة (m) الذائب من الملح = 0.0215 g ، لذ نحسب الذوبانية S من العلاقة :

$$S\,(mol/L) = \frac{m\,(g)}{M\,(g/mol) * V\,(L)}$$

$$S\,(mol/L) = \frac{0.0215\,(g)}{332\,(g/mol) * 1\,(L)} = 0.000065\ mol/L = 6.5 \times 10^{-5}\ M$$

$$Ag_2CrO_4 \qquad 2Ag^{+1} + CrO_4^{-2}$$

$$\qquad\qquad 2S \qquad\quad S$$

$$K_{SP} = [Ag^{+1}]^2 [CrO_4^{-2}]$$

$$K_{SP} = (2S)^2 * (S) = 4S^3 = 4 \times (6.5 \times 10^{-5})^3$$

$$K_{SP} = 4 \times 274.6 \times 10^{-15}$$

$$K_{SP} = 1098.4 \times 10^{-15}$$

$$K_{SP} = 1.09 \times 10^{-12}$$

تمرين (3 – 15) في الكتاب (استفد : $\sqrt{1.8} = 1.34$)

احسب الذوبانية المولارية والذوبانية بدلالة (g/L) لملح كلوريد الفضة AgCl (M = 143.5 g/ mol) في محلوله عند حالة الاتزان ، اذا علمت ان K_{sp} (AgCl) = 1.8×10^{-10} .

الجواب

$$AgCl \rightleftharpoons Ag^{+} + Cl^{-}$$

S S

$K_{sp} = [Ag^{+}][Cl^{-}]$

$1.8 \times 10^{-10} = (S) * (S) = S^{2}$

$S = \sqrt{1.8 \times 10^{-10}} = 1.34 \times 10^{-5}$ (mol / L)

$$S\,(mol/L) = \frac{S\,(g/L)}{M\,(g/mol)}$$

$S\,(g/L) = S\,(mol/L) * M\,(g/mol)$

$S = 1.34 \times 10^{-5} \times 143.5$

$S = 192.2 \times 10^{-5}$ (g / L)

$S \approx 1.92 \times 10^{-3}$ (g / L)

سؤال (3 – 4) في الكتاب :

ما عدد مليغرامات يودات الباريوم ($K_{sp} = 1.57 \times 10^{-9}$ و M = 487 g / mol) التي يمكن ان تذوب في 150 mL من الماء النقي ؟ علما ان $\sqrt[3]{0.392}$ =

الجواب

$$Ba(IO_3)_2 \rightleftharpoons Ba^{+2} + 2IO_3^{-1}$$

S 2S

$K_{sp} = [Ba^{+2}][IO_3^{-1}]^{2} \rightarrow 1.57 \times 10^{-9} = (S)(2S)^{2} = 4S^{3} \rightarrow 1.57 \times 10^{-9} = 4S^{3}$

$S^{3} = \frac{1.57 \times 10^{-9}}{4} \rightarrow S = \sqrt[3]{0.392 \times 10^{-9}} = 0.732 \times 10^{-3}$ M $= 7.32 \times 10^{-4}$ M

$S = \frac{m}{M * V} \rightarrow 7.32 \times 10^{-4} = \frac{m}{487 * 0.15} \rightarrow m = 7.32 \times 10^{-4} \times 487 \times 0.15$

m = 0.0534 g = 0.0534 x 1000 = 53.4 mg

وزاري 2013 د 2

سؤال (3 – 13) في اسئلة الكتاب

ما عدد غرامات ملح كرومات الفضة Ag_2CrO_4 (M = 332 g/mol) التي يمكن ان تذوب في 100 Ml من الماء المقطر. علما بان $K_{SP} = 1.1 \times 10^{-12}$. (استفد : $\sqrt[3]{0.275} = 0.65$)

الجواب

$$Ag_2CrO_4 \rightleftharpoons 2Ag^+ + CrO_4^{-2}$$

2S   S

$K_{SP} = [Ag^+]^2 [CrO_4^{-2}]$ → $K_{SP} = (2S)^2 (S)$

$1.1 \times 10^{-12} = 4S^3$ → $S^3 = \frac{1.1 \times 10^{-12}}{4} = 2.75 \times 10^{-13}$

$S = \sqrt[3]{2.75 \times 10^{-13}} = \sqrt[3]{0.275 \times 10^{-12}}$

$S = 0.65 \times 10^{-4} = 6.5 \times 10^{-5}$ mol / L

نحسب عدد غرامات ملح كرومات الفضة التي تذوب في 100 mL من الماء المقطر من العلاقة الآتية :

حيث (S = M) ، اي الذوبانية S تساوي التركيز المولاري M للذائب من الملح .

$V = \frac{100}{1000} = 0.1$ L

$m_{Ag2CrO4} = M_{Ag2CrO4} \times M_{Ag2CrO4} \times V$

$m_{Ag2CrO4} = 6.5 \times 10^{-5} \times 332 \times 0.1$

$m_{Ag2CrO4} = 2.158 \times 10^{-3}$ g   كتلة Ag_2CrO_4 التي تذوب في 100 mL من الماء المقطر

تطبيقي 2017

وزاري 2014 د1 + 2015 د3 + 2016 تمهيدي

احسب الذوبانية المولارية S (التركيز المولاري للايونات الناتجة من تفكك الملح عند حالة الاتزان) والذوبانية بدلالة (g/L) لهيدروكسيد الخارصين $Zn(OH)_2$ (M = 99.4 g/ mol) ، اذا علمت ان $K_{SP}\ Zn(OH)_2 = 1.2 \times 10^{-17}$. (استفد : $\sqrt[3]{3} = 1.44$)

الجواب

$$Zn(OH)_2 \rightleftharpoons Zn^{+2} + 2OH^-$$

S 2S

$$K_{SP} = [H^+][OH^-]^2$$

$$1.2 \times 10^{-17} = (S)(2S)^2 \Rightarrow 1.2 \times 10^{-17} = 4S^3$$

$$S^3 = \frac{1.2 \times 10^{-17}}{4} = 3 \times 10^{-18} \Rightarrow S = \sqrt[3]{3 \times 10^{-18}}$$

$S = 1.44 \times 10^{-6}$ mol / L الذوبانية بوحدة (mol / L)

$$S(g/L) = S(mol/L) \times M_{Zn(OH)2}$$

$$S(g/L) = 1.44 \times 10^{-6} \times 99.4$$

$$S = 143.1 \times 10^{-6}\ g/L$$

$S \approx 1.43 \times 10^{-4}$ (g / L) الذوبانية بوحدة (g / L)

العوامل المؤثرة على الذوبانية

1 - تأثير درجة الحرارة :

تزداد ذوبانية اغلب مواد شحيحة الذوبان بارتفاع درجة الحرارة ، لكن يختلف مقدار هذه الزيادة من مادة الى اخـــرى .

2 - تأثير الايون المشترك :

تنخفض ذوبانية مواد شحيحة الذوبان بوجود الايون المشترك (حسب قاعدة لو شاتليه) ويزداد الترسيب لان اليون المشترك ير جح التفاعل العكسي ، ويستفاد من هذه الظاهرة في التحكم بعمليـــــة ذوبان الرواسب (المواد شحيحة الذوبان) .

ملاحظات

لحساب ذوبانية مواد شحيحة الذوبان بوجود الايون المشترك نتبع الاتي :

1 - نكتب معادلتين الاولى معادلة تفكك المادة شحيحة الذوبان والثانية معادلة التأين التام للالكتروليت القوي .

2 - نهمل تركيز الايون المشترك الناتج من تفكك المادة شحيحة الذوبان (سوء كان معلوم او مجهول) **لان قيمته صغيرة جداً بالمقارنة بتركيز الايون المشترك الناتج من التأين التام للكتروليت القوي .**

3 - قيمة K_{SP} تبقى ثابتة (بثبوت درجة الحرارة) .

ملاحظات

عند اضافة الالكتروليت القوي (الحاوي على الايون المشترك) الى المادة شحيحة الذوبان يجب ملاحظة الاضافة :

1 - اذا كانت الاضافة على هيئة تركيز فقط للالكتروليت القوي بدون حجم نستخدم التركيز مباشرة للايون المشترك

2 – اذا كانت الاضافة على هيئة تركيز وحجم عندها يجب حساب تركيز الالكتروليت القوي بعد الاضافة من قانون التخفيف [$M_1.V_1 = M_2.V_2$] ثم نجد تركيز الايون المشترك من التركيز بعد الاضافة (بعد التخفيف) .

3 - اذا كانت الاضافة على هيئة عدد مولات ، نحسب التركيز المولاري من قانون المولارية : $M = \frac{n\,(mol)}{V\,(L)}$

4 - اذا كانت الاضافة على هيئة عدد غرامات (كتلة) نحسب التركيز من العلاقة : $M = \frac{m\,(g)}{M\,(g/mol) * V\,(L)}$

تطبيقي 2017

وزاري 2014 الدور الثاني / الخاص

تمرين (3 – 17) في الكتاب

قيمة ثابت حاصل الاذابة لملح فلوريد المغنيسيوم MgF_2 تساوي $K_{SP} = 6.5 \times 10^{-9}$ ،

(أ) احسب الذوبانية المولارية لهذا الملح في الماء النقي .

(ب) احسب الذوبانية المولارية لهذا الملح في محلول فلوريد الصوديوم NaF (الكتروليت قوي) تركيزه 0.1 M ، ثم قارن النتيجتين .

(استفد : $\sqrt[3]{1.625} = 1.17$)

الجواب

(أ) نحسب الذوبانية في الماء النقي

$$MgF_2 \rightleftharpoons Mg^{+2} + 2F^-$$

	S	2S

$$K_{SP} = [\,Mg^{+2}\,][\,F^-\,]^2$$

$$6.5 \times 10^{-9} = (S) * (2S)^2 = 4S^3$$

$$S^3 = \frac{6.5 \times 10^{-9}}{4} = 1.625 \times 10^{-9}$$

$$S = \sqrt[3]{1.625 \times 10^{-9}} = 1.17 \times 10^{-3}\ M$$

ذوبانية MgF في الماء النقي

(ب) نحسب الذوبانية في محلول NaF

$$MgF_2 \rightleftharpoons Mg^{+2} + 2F^-$$

	S'	2S'

$$NaF \longrightarrow Na^+ + F^-$$

NaF	Na^+	F^-
0.1	0	0
0	0.1	0.1

$$K_{SP} = [\,Mg^{+2}\,][\,F^-\,]^2$$

$$6.5 \times 10^{-9} = (S') * (2S' + 0.1)^2$$

تهمل

$$6.5 \times 10^{-9} = (S') * (0.1)^2$$

(ان قيمة 2S' تهمل بالتقريب) ،

$$S' = \frac{6.5 \times 10^{-9}}{10^{-2}} = 6.5 \times 10^{-7}\ M$$

ان ذوبانية الملح MgF في الماء النقي اكبر من ذوبانيته بوجود الايون المشترك لان الايون المشترك يقلل الذوبانيه لانه يرجح التفاعل الخلفي

سؤال (3 – 10) في اسئلة الكتاب

ما ذوبانية $BaSO_4$ في محلول مائي مشبع منه علما ان $K_{SP} = 1.6 \times 10^{-10}$ ، وما ذوبانيته بعد اضافة 1 mL من H_2SO_4 تركيزه 10 M الى لتر من المحلول المشبع منه .
(استفد : $\sqrt[2]{1.6} = 1.26$)

الجواب

نفرض أن الذوبانية المولارية هي S (mol / L) :

$$BaSO_4 \rightleftharpoons Ba^{+2} + SO_2^{-2}$$

S S

$$K_{SP} = [\ Ba^{+2}\ ]\ [\ SO_4^{-2}\ ]$$

$$K_{SP} = (\ S\ )\ (\ S\ )$$

$$1.6 \times 10^{-10} = S^2$$

$$S = \sqrt{1.6 \times 10^{-10}}$$

$$S = 1.26 \times 10^{-5}\ (\ mol / L\ )$$

ذوبانة الملح في المحلول المائي المشبع

* **حساب الذوبانية بعد اضافة H_2SO_4 اي بوجود ايون مشترك :**

نحسب تركيز الحامض (H_2SO_4) بعد المزج (اي بعد التخفيف) من العلاقة :

$$M_{1\ (H_2SO_4)} * V_1 = M_{2\ (H_2SO_4)} * V_2$$

$$10\ M * 1\ mL = M_{2\ (H_2SO_4)} * 1000\ mL$$

$$M_{2\ (H_2SO_4)} = \frac{10}{1000} = 0.01\ M$$

تركيز الحامض بعد الاضافة

نفرض أن الذوبانية بوجود الايون المشترك هي $\acute{S}$:

$$BaSO_4 \rightleftharpoons Ba^{+2} + SO_2^{-2}$$
$$\qquad\qquad\quad \acute{S} \qquad\quad \acute{S}$$

H_2SO_4	$\longrightarrow$	$2H^+$ +	SO_4^{-2}
0.01		0	0
0		2 x 0.01	0.01

تركيز الايون مشترك $[SO_4^{-2}] = (\acute{S} + 0.01)$ ← تهمل $\acute{S}$

$$K_{SP} = [Ba^{+2}][SO_4^{-2}]$$

$$K_{SP} = (\acute{S})(\acute{S} + 0.01)$$ ($\acute{S}$ الثانية تهمل)

$$1.6 \times 10^{-10} = \acute{S} \times 0.01$$

$$\acute{S} = \frac{1.6 \times 10^{-10}}{10^{-2}}$$

$$\acute{S} = 1.6 \times 10^{-8} \ (mol / L)$$

ذوبانية الملح بعد اضافة H_2SO_4

اي بوجود ايون مشترك

وزاري تمهيدي 2014

سؤال (3 – 12) في اسئلة الكتاب

احسب الذوباني المولارية (mol / L) والذوبانية بدلالة (g / L) لملح كبريتات الفضة Ag_2SO_4 (M = 314 g / mol) و PK_{SP} = 4.92 في (أ) الماء النقي . (ب) محلول 0.15 M كبريتات البوتاسيوم K_2SO_4

(استفد : $\sqrt[3]{3}$ = 1.4 , $\sqrt{0.2}$ = 0.44 , log 1.2 = 0.08)

الجواب

$$Ag_2SO_4 \rightleftharpoons 2Ag^{+} + SO_2^{-2}$$

أ – نفرض أن الذوبانية المولارية هي S (mol / L) : 2S S

$$K_{SP} = 10^{-PK_{sp}} = 10^{-4.92} = 10^{-4.92} \times 10^{5} \times 10^{-5} = 10^{0.08} \times 10^{-5}$$

$$K_{SP} = 1.2 \times 10^{-5}$$

حيث log 1.2 = (0.08) نقسم على log

$1.2 = \log^{-1}(0.08)$ ⟸ $1.2 = 10^{0.08}$

$$K_{SP} = [Ag^{+}]^2 [SO_4^{-2}]$$

$$K_{SP} = (2S)^2 (S) = 4S^3 \Rightarrow 1.2 \times 10^{-5} = 4S^3$$

$$S^3 = \frac{1.2 \times 10^{-5}}{4} = 0.3 \times 10^{-5} \Rightarrow S = \sqrt[3]{3 \times 10^{-6}}$$

$$S = 1.4 \times 10^{-2} = 0.014 \text{ mol / L}$$

نحسب الذوبانية S بدلالة (g / L) من العلاقة الاتية :

$$S(g/L) = S(mol/L) \times M_{Ag2SO4}$$

$$S(g/L) = 0.014 \times 314$$

$$S = 4.396 \text{ g / mol}$$

تطبيقي 2017

ب – نحسب الذوبانية بوجود ايون مشترك ، نفرض أن الذوبانية بوجود الايون المشترك هي $\acute{S}$:

$$Ag_2SO_4 \rightleftharpoons 2Ag^{+} + SO_2^{-2}$$

$$2\acute{S} \qquad \acute{S}$$

$$K_2SO_4 \longrightarrow 2K^{+} + SO_4^{-2}$$

0.15	0	0
0	2 x 0.15	0.15

تركيز الايون مشترك $[SO_4^{-2}] = (\acute{S} + 0.15)$

تهمل

$$K_{SP} = [Ag^{+}]^2 [SO_4^{-2}]$$

$$K_{SP} = (2\acute{S})^2 (\acute{S} + 0.15)$$

تهمل

$$1.2 \times 10^{-5} = 4\acute{S}^2 \times 0.15 \quad \Rightarrow \quad 1.2 \times 10^{-5} = 0.6\acute{S}^2$$

$$\acute{S}^2 = \frac{1.2 \times 10^{-5}}{0.6} = 2 \times 10^{-5}$$

$$\acute{S} = \sqrt{2 \times 10^{-5}} = \sqrt{0.2 \times 10^{-4}}$$

$$\acute{S} = 0.44 \times 10^{-2}$$

$$\acute{S} = 4.4 \times 10^{-3} \text{ mol / L}$$

نحسب الذوبانية $\acute{S}$ بدلالة (g / L) من العلاقة الاتية :

$$\acute{S}(g/L) = \acute{S}(mol/L) \times M_{Ag2SO4}$$

$$\acute{S}(g/L) = 4.4 \times 10^{-3} \times 314$$

$$\acute{S} = 1.38 \text{ g / L}$$

تطبيق 2017

سؤال (3 – 14) في اسئلة الكتاب

ما ذوبانية ملح كرومات الباريوم $BaCrO_4$ في محلول يكون فيه تركيز كلوريد الباريوم $BaCl_2$ (الكترولويت قوي) يساوي 0.1 M ؟ اذا علمت ان $K_{sp}\ (BaCrO_4) = 1.2 \times 10^{-10}$

الجواب

نكتب معادلة تفكك ملح $BaCrO_4$ شحيح الذوبان ومعادلة تفكك ملح $BaCl_2$ (الكترولويت قوي تام الذوبان) حيث يكون بينهما ايون مشترك :

$$BaCrO_4 \rightleftharpoons Ba^{+2} + CrO_4^{-2}$$

		S	S
	$BaCl_2 \longrightarrow$	Ba^{+2} +	$2Cl^{-1}$
التركيز الابتدائي	0.1	0	0
التركيز النهائي	0	0.1	2 x 0.1

$[Ba^{+2}] = (S + 0.1)$ (تركيز الايون المشترك)

$K_{sp} = [Ba^{+2}][CrO_4^{-2}]$

$1.2 \times 10^{-10} = (S + 0.1)(S)$

تهمل (S)

$1.2 \times 10^{-10} = 0.1 \times S$

$$S = \frac{1.2 \times 10^{-10}}{0.1} = \frac{1.2 \times 10^{-10}}{10^{-1}}$$

$S = 1.2 \times 10^{-9}$ mol / L

الذوبانية المولارية لملح كرومات الباريوم $BaCrO_4$ بوجود الايون المشترك الناتج من ملح $BaCl_2$.

سؤال (3 – 20) في الكتاب

الذوبانية المولارية لـ $Pb(IO_3)_2$ في محلول 0.1 M من $NaIO_3$ تساوي 2.4×10^{-11} احسب الذوبانية المولارية لـ $Pb(IO_3)_2$ في محلول مشبع منه . استفد : $\sqrt[3]{0.06} = 0.39$

الجواب

$$Pb(IO_3)_2 \rightleftharpoons Pb^{+2} + 2\,IO_3^{-}$$
2.4×10^{-11} $2 \times 2.4 \times 10^{-11}$

$$NaIO_3 \rightarrow Na^{+} + IO_3^{-}$$
0.1   0.1   0.1

الايون المشترك $[IO_3^{-}] = 0.1 + 4.8 \times 10^{-11}$

$K_{sp} = [Pb^{+2}][IO_3^{-}]^2$

$K_{SP} = (2.4 \times 10^{-11})(0.1 + \underline{4.8 \times 10^{-11}})^2$

يهمل ← 4.8×10^{-11}

$K_{SP} = (2.4 \times 10^{-11})(0.1)^2$

$K_{SP} = (2.4 \times 10^{-11})(10^{-1})^2$

$K_{SP} = (2.4 \times 10^{-11})(10^{-2})$

$K_{SP} = 2.4 \times 10^{-13}$

نحسب ذوبانية $Pb(IO_3)_2$ في المحلول المشبع :

$$Pb(IO_3)_2 \rightleftharpoons Pb^{+2} + 2\,IO_3^{-}$$
S   2S

$K_{sp} = [Pb^{+2}][IO_3^{-}]^2$

$2.4 \times 10^{-13} = [S][2S]^2$

$2.4 \times 10^{-13} = 4S^3$

$S^3 = \dfrac{2.4 \times 10^{-13}}{4} = 0.6 \times 10^{-13}$

$S^3 = 0.06 \times 10^{-12}$

$S = \sqrt[3]{0.06 \times 10^{-12}}$

$S = 0.39 \times 10^{-4}$ mol / L

تطبيقي 2017

سؤال وزاري (تمهيدي) 2015

ذوبانية $PbSO_4$ في محلوله المائي المشبع 1×10^{-4} M ، كم مليلتر من حامض الكبريتيك بتركيز 10M يجب اضافتها الى لتر من المحلول لجعل ذوبانيته 10^{-6} M ؟

(استفد : $\sqrt[3]{3} = 1.4$, $\sqrt{0.2} = 0.44$, $\log 1.2 = 0.08$)

الجواب

الذوبانية في المحلول المائي المشبع هي : $S = 10^{-4}$ M

$$PbSO_4 \longrightarrow Pb^{+2} + SO_4^{-2}$$
$$\quad S \qquad S$$

$$K_{SP} = [Pb^{+2}][SO_4^{-2}]$$
$$K_{SP} = S * S = (10^{-4})(10^{-4})$$
$$K_{SP} = 10^{-8}$$

الذوبانية بعد اضافة حامض H_2SO_4 (اي بوجود الايون المشترك) : $S' = 10^{-6}$ M

نفرض ان تركيز حامض H_2SO_4 بعد الاضافة = M_2 (بعد التخفيف)

$$PbSO_4 \longrightarrow Pb^{+2} + SO_4^{-2}$$
$$S' = 10^{-6} \qquad S' = 10^{-6}$$

$$H_2SO_4 \longrightarrow 2H^{+} + SO_4^{-2}$$

H_2SO_4	$2H^{+}$	SO_4^{-2}
M_2	0	0
0	$2 \times M_2$	M_2

$$[SO_4^{-2}] = 10^{-6} + M_2 \approx M_2$$

تهمل (10^{-6})

$$K_{SP} = [Pb^{+2}][SO_4^{-2}] \Rightarrow 1 \times 10^{-8} = (10^{-6})(10^{-6} + M_2)$$

تهمل (10^{-6})

$$10^{-8} = 10^{-6} * M_2$$

$$M_2 = \frac{10^{-8}}{10^{-6}} = 10^{-2} \text{ M} = 0.01 \text{ M}$$

(تركيز حامض H_2SO_4 بعد الاضافة)

نحسب حجم حامض H_2SO_4 المضاف (V_1) من قانون التخفيف :

الحامض اضيف الى لتر من $PbSO_4$ اي $V_2 = 1$ L

$$M_{1\,(H_2SO_4)} \cdot V_{1\,(H_2SO_4)} = M_{2\,(H_2SO_4)} \cdot V_{2\,(H_2SO_4)}$$

$$10 * V_1 = 0.01 * 1$$

$$V_1 = \frac{0.01}{10} = 0.001 \text{ L} = 0.001 \times 1000 = 1 \text{ mL}$$

3 - تأثير الاس الهيدروجيني :

تعتمد ذوبانية لمواد التي يشكل ايون الهيدروجين H^+ وايون الهيدروكسيد OH^- احد مكوناتها على تركيز ايون H^+ في المحلول ، حيث يتغير مقدار ذوبانية هذه المواد مع تغير قيمة PH للمحلول .

س / تزداد ذوبانية هيدروكسيد المغنيسيوم $Mg(OH)_2$ عند اضافة حامض ، بينما تقل عند اضافة قاعدة ؟ علل .

الجواب /

$$Mg(OH)_2 \rightleftharpoons Mg^{+2} + 2OH^-$$

عند اضافة حامض : ان اضافة الحامض تعني زيادة في تركيز ايون H^+ الذي يتحد مع ايونات OH^- لتكوين الماء وهذا يؤدي الى اخلال في عملية الاتزان وينشط التفاعل الامامي لغرض التعويض عن النقص الحاصل في ايون OH^- اي تتفكك مزيد من جزيئات هيدروكسيد المغنيسيوم $Mg(OH)_2$ ، وبالتالي تزداد الذوبانية .

عند اضافة قاعدة : ان اضافة القاعدة يؤدي الى زيادة في تركيز ايون OH^- في المحلول فيتجه التفاعل الخلفي لتخلص من الزيادة في تركيز OH^- فيزداد ترسيب $Mg(OH)_2$ وبالتالي تقل الذوبانية .

ملاحظة

تقل ذوبانية المركبات شحيحة الذوبان التي تحتوي في تركيبها (OH^-) كلما زادة قيمة PH وتزداد ذوبانيتها كلما قلت PH .

سؤال وزاري 2013 الدور الثالث / (واجب)

احسب الذوبانية المولارية $Mg(OH)_2$ ، $K_{sp} = 1.8 \times 10^{-11}$ في محلول مائي ثبتت حاموضته عند $PH = 11$

تمرين (3 – 18) في الكتاب

وزاري 2013 الدور الثاني

احسب ذوبانية هيدروكسيد الخارصين $Zn(OH)_2$ في محلول ثبتت حامضيته عند :
(أ) PH = 6 ، (ب) PH = 9 ،
اذا علمت ان $K_{SP}\ Zn(OH)_2 = 1.2 \times 10^{-17}$ ، ثم ناقش النتيجة .

الجواب

(أ) نحسب الذوبانية عند PH = 6

$PH + POH = 14 \rightarrow 6 + POH = 14 \rightarrow POH = 14 - 6 = 8$

$[OH^-] = 10^{-POH} = 10^{-8}\ M$

$Zn(OH)_2 \rightleftharpoons Zn^{+2} + 2OH^-$

S $\quad 10^{-8}$

$K_{SP} = [Zn^{+2}][OH^-]^2$

$1.2 \times 10^{-17} = (S) * (10^{-8})^2 = S * 10^{-16}$

$S = \frac{1.2 \times 10^{-17}}{10^{-16}} = 1.2 \times 10^{-1}\ M$

$S = 0.12\ M$

(أ) نحسب الذوبانية عند PH = 9

$PH + POH = 14 \rightarrow 9 + POH = 14 \rightarrow POH = 14 - 9 = 5$

$[OH^-] = 10^{-POH} = 10^{-5}\ M$

$Zn(OH)_2 \rightleftharpoons Zn^{+2} + 2OH^-$

S $\quad 10^{-5}$

$K_{SP} = [Zn^{+2}][OH^-]^2$

$1.2 \times 10^{-17} = (S) * (10^{-5})^2 = S * 10^{-10}$

$S = \frac{1.2 \times 10^{-17}}{10^{-10}}$

$S = 1.2 \times 10^{-7}\ M$

نلاحظ انخفاض ذوبانية $Mg(OH)_2$ عند زيادة قيمة PH

تطبيقي 2017

وزاري 2014 الدور الثاني

تمرين (3 – 19) في الكتاب

ما هي اقل دالة حامضية (PH) لمحلول يحوي ايون الحديد (III) بتركيز يساوي 2×10^{-10} ، التي اذا تم الوصول اليها او تجاوزها يبدأ راسب هيدروكسيد الحديد (III) بالظهور في المحلول ، علماً ان K_{SP} لهيدروكسيد الحديد (III) تساوي 5×10^{-38} . (استفد : $\sqrt[3]{0.25} = 0.63$, $\log 1.6 = 0.2$)

الجواب

$$Fe(OH)_3 \rightleftharpoons Fe^{+3} + 3OH^-$$

$$2 \times 10^{-10} \qquad ??$$

$$K_{SP} = [Fe^{+3}][OH^-]^3$$

$$5 \times 10^{-38} = (2 \times 10^{-10}) * [OH^-]^3$$

$$[OH^-]^3 = \frac{5 \times 10^{-38}}{2 \times 10^{-10}} = 2.5 \times 10^{-28} = 0.25 \times 10^{-27}$$

$$[OH^-] = \sqrt[3]{0.25 \times 10^{-27}} = 0.63 \times 10^{-9} \ M$$

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{0.63 \times 10^{-9}}$$

$$[H^+] = 1.6 \times 10^{-5} \ M$$

$$PH = -\log[H^+] = -\log(1.6 \times 10^{-5})$$

$$PH = -(\log 1.6 + \log 10^{-5})$$

$$PH = -(0.2 - 5) = -(-4.8)$$

$$PH = 4.8$$

رحلة التفوق في السادس
عطاء بلا حدود
A .M. Z

سؤال (3 – 21) في الكتاب

الاس الهيدروجيني لمحلول مشبع من $Fe(OH)_3$ يساوي 9.5 احسب ذوبانيته في محلول له ثبتت حامضيته عند PH = 10 . استفد : log 3.16 = 0.5

الجواب

$PH + POH = 14 \rightarrow POH = 14 - PH \rightarrow POH = 14 - 9.5$

$POH = 4.5$

$[OH^-] = 10^{-POH} \rightarrow [OH^-] = 10^{-4.5}$ M

$[OH^-] = 10^{-4.5} \times 10^{5} \times 10^{-5}$

$[OH^-] = 10^{-4.5+5} \times 10^{-5}$

$[OH^-] = 10^{0.5} \times 10^{-5}$

$[OH^-] = 3.16 \times 10^{-5}$ M

حيث log 3.16 = 0.5 نقسم الطرفين على log

$3.16 = \log^{-} 0.5$

$3.16 = 10^{0.5}$

$$Fe(OH)_3 \rightleftharpoons Fe^{+3} + 3\,OH^-$$
$$S \qquad 3S$$

$[OH^-] = 3S$

$3.16 \times 10^{-5} = 3S$

$$S = \frac{3.16 \times 10^{-5}}{3} = 1.05 \times 10^{-5}\ M$$

$K_{sp} = [Fe^{+3}][OH^-]^3$

$K_{sp} = (S)[OH^-]^3 \rightarrow K_{SP} = (1.05 \times 10^{-5})(3.16 \times 10^{-5})^3$

$K_{SP} = 1.05 \times 10^{-5} \times 31.5 \times 10^{-15}$

$K_{SP} = 33.2 \times 10^{-20}$

نحسب الذوبانية في محلول PH له 10 :

$POH = 14 - PH \rightarrow POH = 14 - 10 \rightarrow POH = 4$

$[OH^-] = 10^{-POH} \rightarrow [OH^-] = 10^{-4}$ M

$$Fe(OH)_3 \rightleftharpoons Fe^{+3} + 3\,OH^-$$
$$S \qquad 10^{-4}$$

$K_{sp} = [Fe^{+3}][OH^-]^3$

$33.2 \times 10^{-20} = S \times (10^{-4})^3$

$33.2 \times 10^{-20} = S \times 10^{-12}$

$$S = \frac{33.2 \times 10^{-20}}{10^{-12}}$$

$S = 33.2 \times 10^{-8}$ mol / L

الترسيب والذوبان

ان المبدأ الذي يعتمد عليه ترسيب او ذوبان مادة شحيحة الذوبان هو **الحاصل الايوني**

الحاصل الايوني (Q_{sp}) : هو حاصل ضرب تراكيز الايونات الناتجة من تفكك المادة شحيحة الذوبان كل منها مرفوع الى اس يمثل عدد مولات الايونات في معادلة التفاعل الموزونة .

ملاحظات

1 - اذا كان الحاصل الايوني اكبر من K_{sp} ($Q_{sp} > K_{sp}$) : يحصل ترسيب حيث يكون المحلول فوق الاشباع لذا تترسب المادة .

2 اذا كان الحاصل الايوني اقل من K_{sp} ($Q_{sp} < K_{sp}$) : لا يحصل ترسيب (يحصل ذوبان) حيث المحلول غير مشبع (تحت الاشباع) لذلك تذوب المادة .

3 اذا كان الحاصل الايوني = K_{sp} ($Q_{sp} = K_{sp}$) : المحلول مشبع وفي حالة توازن اي سرعة الترسيب = سرعة الذوبان

مثال (3 – 14) في الكتاب

اذا علمت ان تركيز ايون الفلوريد F^- في محلول يساوي 2×10^{-2} M احسب ادنى تركيز من ايون الكالسيوم يكون لازماً وجوده في المحلول لبدء ترسيب ملح فلوريد الكالسيوم CaF_2 ($K_{sp} = 4.9 \times 10^{-11}$)

الجواب

$$CaF_2 \rightleftharpoons Ca^{+2} + 2F^-$$

$$? \qquad 2 \times 10^{-2}$$

$$K_{sp} = [Ca^{+2}][F^-]^2$$

$$4.9 \times 10^{-11} = [Ca^{+2}](2 \times 10^{-2})^2$$

$$4.9 \times 10^{-11} = [Ca^{+2}] \times 4 \times 10^{-4}$$

$$[Ca^{+2}] = \frac{4.9 \times 10^{-11}}{4 \times 10^{-4}} = 1.23 \times 10^{-7}\ M$$

يجب ان يكون $[Ca^{+2}]$ اكبر من 1.23×10^{-7} M لبدء عملية الترسيب .

تطبيقي 2017

تمرين (3 – 16) في الكتاب

هل يتكون راسب عند مزج 10 mL من 0.01 M محلول يحتوي ايونات SO_4^{-2} و 10 mL من 0.001 M محلول يحتوي ايونات Ba^{+2} ، علما ان $K_{SP}(BaSO_4) = 1.6 \times 10^{-10}$

الجواب

$V_2 = V_{(SO_4^{-2})} + V_{(Ba^{+2})}$

$V_2 = 10\ mL + 10\ mL = 20\ mL$

نحسب تركيز ايونات SO_4^{-2} بعد المزج (من قانون التخفيف) كالاتي :

$M_1 * V_1 = M_2 * V_2$

$0.01 * 10\ mL = M_2 * 20\ mL$

$0.1 = M_2 * 20 \rightarrow M_2 = \frac{0.1}{20}$

$M_2 = 0.005\ M = 5 \times 10^{-3} = [SO_4^{-2}]$

نحسب تركيز ايونات Ba^{+2} بعد المزج (من قانون التخفيف) كالاتي :

$M_1 * V_1 = M_2 * V_2$

$0.001 * 10\ mL = M_2 * 20\ mL$

$0.01 = M_2 * 20 \rightarrow M_2 = \frac{0.01}{20}$

$M_2 = 0.0005\ M = 5 \times 10^{-4} = [Ba^{+2}]$

$$BaSO_4 \rightleftharpoons Ba^{+2} + SO_4^{-2}$$

5×10^{-4} 5×10^{-3}

(الحاصل الايوني) $Q_{SP} = [Ba^{+2}][SO_4^{-2}]$

$Q_{SP} = 5 \times 10^{-4} \times 5 \times 10^{-3}$

$Q_{SP} = 25 \times 10^{-7}$

$Q_{SP} = 2.5 \times 10^{-6}$

عند مقارنة الحاصل الايوني Q_{SP} مع K_{SP} ، نلاحظ **$Q_{SP} > K_{SP}$ (الحاصل الايوني)**

اذن يحصـــــل ترسيـــــب

سؤال (3 – 6) في الكتاب

ذوبانية AgCl في محلوله المائي المشبع 1.34×10^{-5} احسب :

1 - ذوبانيته في 0.1 M $CaCl_2$.

2 - بين هل يترسب AgCl في محلول يحتوي على ايونات Ag^+ ، Cl^- كلا منهما بتركيز 1×10^{-6} M ولماذا ؟

الجواب

1 - حساب ذوبانية AgCl في محلول $CaCl_2$

الذوبانية في المحلول المائي المشبع هي : $S = 1.34 \times 10^{-5}$ M ، نحسب قيمة K_{SP} كلاتي :

$$AgCl \rightleftharpoons \underset{S}{Ag^+} + \underset{S}{Cl^-}$$

$$K_{SP} = [Ag^+][Cl^-]$$

$$K_{SP} = S * S = (1.34 \times 10^{-5}) * (1.34 \times 10^{-5})$$

$$K_{SP} = 1.79 \times 10^{-10}$$

نكتب معادلة تفكك ملح AgCl شحيح الذوبان ومعادلة تفكك ملح $CaCl_2$ (الكتروليت قوي تام الذوبان) حيث يكون بينهما ايون مشترك ، كلاتي :

$$AgCl \rightleftharpoons \underset{\acute{S}}{Ag^+} + \underset{\acute{S}}{Cl^-}$$

نفرض الذوبانية بوجود الايون المشترك $\acute{S}$

	$CaCl_2$	$\rightarrow$	Ca^{+2}	+	$2Cl^{-1}$
التركيز الابتدائي	0.1		0		0
التركيز النهائي	0		0.1		2 x 0.1

$[Cl^-] = (\acute{S} + 0.2)$ (تركيز الايون المشترك)

$$K_{sp} = [Ag^+][Cl^-]$$

$$1.79 \times 10^{-10} = (\acute{S} + 0.2)(\acute{S})$$

تهمل

$$1.79 \times 10^{-10} = 0.2 \times \acute{S}$$

$$\acute{S} = \frac{1.79 \times 10^{-10}}{0.2} = \frac{1.79 \times 10^{-10}}{2 \times 10^{-1}}$$

$$\acute{S} = 0.89 \times 10^{-9} \text{ mol / L}$$

$$\acute{S} = 8.9 \times 10^{-10} \text{ mol / L} \approx 9 \times 10^{-10} \text{ M}$$

الذوبانية المولارية لملح AgCl بوجود الايون المشترك الناتج من ملح $CaCl_2$.

تكملة حل السؤال

تكملة حل السؤال (3 – 6)

2 - نحسب Q_{SP} ونقارنه مع K_{SP} لمعرفة حدوث الترسيب من عدمه :

$$AgCl \rightleftharpoons Ag^{+} + Cl^{-}$$
$$10^{-6} \quad 10^{-6}$$

$Q_{SP} = [Ag^{+}][Cl^{-}]$ (الحاصل الايوني)

$Q_{SP} = 10^{-6} \times 10^{-6}$

$Q_{SP} = 10^{-12}$

عند مقارنة الحاصل الايوني Q_{SP} مع K_{SP} ، نلاحظ $K_{SP} < Q_{SP}$ **(الحاصل الايوني)**

اذن لا يحصـــــل ترسيـــــــب

سؤال (3 – 16) في الكتاب

لتر من محلول يحتوي 0.01 M من كل من الايونات Sr^{+2} و Ba^{+2} اضيفت اليه كمية من Na_2SO_4 الصلب ايهما يترسب اولاً $BaSO_4$ ام $SrSO_4$ بين ذلك رياضياً ولماذا ؟ علماً ان $K_{SP}(BaSO_4) = 1.6 \times 10^{-10}$ ، $K_{SP}(SrSO_4) = 3.8 \times 10^{-7}$.

الجواب

نحسب تركيز ايونات الباريوم $[SO_4^{-2}]$ اللازمة لترسيب كل ملح ، وبالتالي فان الملح الذي يتطلب تركيز اقل من ايونات الكبريتات هو الذي يترسب اولاً .

نحسب $[SO_4^{-2}]$ للازمة لترسيب $BaSO_4$:

$$BaSO_4 \rightleftharpoons Ba^{+2} + SO_4^{-2}$$
$$0.01 \quad ?$$

$K_{sp} = [Ba^{+2}][SO_4^{-2}]$

$1.6 \times 10^{-10} = (0.01)[SO_4^{-2}]$ → $1.6 \times 10^{-10} = 10^{-2} \times [SO_4^{-2}]$

$$[SO_4^{-2}] = \frac{1.6 \times 10^{-10}}{10^{-2}} = 1.6 \times 10^{-8}\ M$$

نحسب $[SO_4^{-2}]$ للازمة لترسيب $SrSO_4$:

$$SrSO_4 \rightleftharpoons Sr^{+2} + SO_4^{-2}$$
$$0.01 \quad ?$$

$K_{sp} = [Sr^{+2}][SO_4^{-2}]$

$3.8 \times 10^{-7} = (0.01)[SO_4^{-2}]$ → $3.8 \times 10^{-7} = 10^{-2} \times [SO_4^{-2}]$

$$[SO_4^{-2}] = \frac{3.8 \times 10^{-7}}{10^{-2}} = 3.8 \times 10^{-5}\ M$$

كبريتات الباريوم ($BaSO_4$) يترسب اولاً لأنه يحتاج الى كمية اقل من SO_4^{-2} ، حيث $[SO_4^{-2}]$ اللازم لترسيب $BaSO_4$ اقل من $[SO_4^{-2}]$ للازم لترسيب $SrSO_4$

وزاري 2013 الدور الاول

سؤال (3 – 18) في الكتاب

ان تركيز ايون الكالسيوم (M = 40 g/mol) في بلازما الدم يساوي 0.1 g/L ، فاذا كان تركيز ايون الاوكزالات فيه يساوي 1×10^{-7} M ، هل تتوقع ان تترسب اوكزلات الكالسيوم CaC_2O_4 اذا علمت ان $PK_{SP} = 8.64$.

الجواب

نحسب التركيز المولاري لايون الكالسيوم بوحدة (mol / L) :

$$[Ca^{+2}] = S(mol/L) = \frac{S\,(g/L)}{M\,(g/mol)} = \frac{0.1\,(g/L)}{40\,(g/mol)} = 2.5 \times 10^{-3}\ mol/L$$

$$[C_2O_4^{-2}] = 1 \times 10^{-7}\ mol/L$$

$$CaC_2O_4 \rightleftharpoons \underset{2.5 \times 10^{-3}}{Ca^{+2}} + \underset{1 \times 10^{-7}}{C_2O_4^{-2}}$$

(الحاصل الايوني) $Q_{SP} = [Ca^{+2}][C_2O_4^{-2}]$

$Q_{SP} = 2.5 \times 10^{-3} \times 1 \times 10^{-7}$

$Q_{SP} = 2.5 \times 10^{-10}$

$K_{SP} = 10^{-PK_{sp}} = 10^{-8.64}$

$K_{SP} = 10^{-8.64} \times 10^{9} \times 10^{-9} = 10^{0.36} \times 10^{-9}$

$K_{SP} = 2.29 \times 10^{-9}$

حيث $\log 2.29 = 0.36$ نقسم على log

$2.29 = \log^{-} 0.36 = 10^{0.36}$

عند مقارنة الحاصل الايوني Q_{SP} مع K_{SP} ، نلاحظ ان $Q_{SP} < K_{SP}$ **(الحاصل الايوني)**

اذن لا يحصــــل ترسيـــب

حلــــول المتبقي من أسئلـــة الفصـــــل الثالث

سؤال (3 – 1) في الكتاب

3-1 اختر الجواب الصحيح مع بيان السبب بوضوح

1- pH = 7 لأحد المحاليل الآتية

أ- NH_4NO_3 ب- $NaNO_2$ ج- $NaNO_3$

2- مقدار التغير في pH يكون كبيراً جداً عند اضافة HCl بتركيز عالي الى لتر من

أ- الماء المقطر ب- ماء البحر ج-محلول قاعدي

3- احد المحاليل الآتية تصل الى حالة الاتزان عند التأين

أ- H_2SO_4 ب- CH_3NH_2 ج- KOH

الجواب

1 -

ج - $NaNO_3$ / لان ملح نترات الصوديوم ملح متعادل مشتق من حامض قوي وقاعدة قوية .

2 –

أ - الماء المقطر / لان حامض HCl عند اضافته للماء المقطر يتفكك بشكل تام وبالتالي يزداد تركيز ايون الهيدروجين فتقل قيمة PH بشكل كبير فيكون مقدار التغير في PH كبير .

3 -

ب - CH_3NH_2 / لان مثل امين قاعدة ضعيفة تتفكك بشكل جزئي وتصل الى حالة الاتزان .

تطبيقي 2017

سؤال (3 – 5) في الكتاب

3 - 4 اكمل الفراغات في الجدول الاتي :

pOH	pH	$[OH^-]$	$[H_3O^+]$	محلول
				حامض قوي HI 0.1 M
				حامض ضعيف HF 0.15 M
				قاعدة قوية $Ca(OH)_2$ 0.05 M
				قاعدة ضعيفة NH_4OH 0.2 M

علماً ان ثابت تفكك الامونيا 1.8×10^{-5} وثابت تفكك فلوريد الهيدروجين 6.5×10^{-4}

POH	PH	$[OH^-]$	$[H_3O^+]$	المحلول معادلة تأين المحلول(حوامض)
PH +POH = 14 POH=14-1 **POH = 13**	PH = -log $[H^+]$ PH = -log 0.1 PH = 1	$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{0.1}$ $[OH^-] = 1\times10^{-13}$	$[H_3O^+] = [H^+]$ $[H_3O^+] = 0.1$ M	HI $\longrightarrow$ H^+ + I^- 0.1 0 0 0 0.1 0.1
PH +POH = 14 POH=14 - 2.01 **POH = 11.99**	PH = -log $[H^+]$ PH= -log 9.8×10^{-3} **PH = 2.01**	$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]}$ $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{9.8\times10^{-3}}$ $[OH^-]=1.02\times10^{-12}$	$K_a = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]}$ $6.5\times10^{-4} = \frac{x^2}{0.15}$ $X=[H_3O^+]=9.8\times10^{-3}$	HF $\rightleftharpoons$ H^+ + F^- 0.15 0 0 0.15 – X X X تهمل

POH	PH	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	المحلول معادلة تأين المحلول(القواعد)
PH +POH = 14 POH =14 - 13 **POH = 1**	PH = -log $[H^+]$ PH= -log 1×10^{-13} **PH = 13**	$[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{0.1}$ $[H_3O^+]=1\times10^{-13}$	$[OH^-]$= 2 x 0.05 $[OH^-]$ = 0.1 M	$Ca(OH)_2$ $\longrightarrow$ Ca^{+2} + $2OH^-$ 0.05 0 0 0 0.05 2x0.05
PH +POH = 14 POH=14 – 10.3 **POH = 3.7**	PH = -log $[H^+]$ PH=-log5×10^{-11} **PH = 10.3**	$[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{0.2\times10^{-3}}$ $[H_3O^+]= 5\times10^{-11}$	$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]}$ $1.8\times10^{-5} = \frac{x^2}{0.2}$ $X=[HO^-]=0.2\times10^{-3}$	NH_4OH $\rightleftharpoons$ NH_4^+ + OH^- 0.2 0 0 0.2 - X X X تهمل

تمت بعونه تعالى

رحلة التفوق في السادس

عطاء بلا حدود

ا.د مينا الاحمد

ا.د اشرف الوائلي